

CAPÍTULO 5

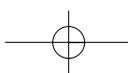
La materia reacciona

PRIMERA PARTE

MANIFESTACIONES
DE LA MATERIACAPÍTULO
5

TEMARIO

CON ESCEPTICISMO: ¿De verdad son tan pequeñas? 152	Cambio de energía 172
LA MAGNITUD CANTIDAD DE SUSTANCIA 152	Desprendimiento de un gas 173
LA CANTIDAD DE SUSTANCIA Y SU UNIDAD, EL MOL 152	Formación de un precipitado 173
¿CÓMO SE RESUELVE?: ¿Qué tan grande es un mol de granos de arroz? 154	DESCÚBRELO TÚ: Las reglas de solubilidad en microescala 173
DEL PASADO: N_0 y su determinación 154	Balanceo de ecuaciones 174
Moles... ¿de qué? 155	Tipos de reacciones 175
Razones básicas y unitarias 156	Reacciones de síntesis 175
¿CÓMO SE RESUELVE?: Problemas de proporcionalidad directa 157	Reacciones de descomposición 175
¿CÓMO SE RESUELVE?: Número de átomos en cierta cantidad de sustancia 158	Reacciones de desplazamiento simple 176
TE TOCA A TI: Cantidad de sustancia a partir de número de moléculas 158	Reacciones de doble desplazamiento 176
Cómo se mide la cantidad de sustancia 158	Reacciones de combustión 177
¿CÓMO SE RESUELVE?: Ciruelas y uvas 159	TE TOCA A TI: Clasifica las siguientes reacciones 177
DESCÚBRELO TÚ: Semillas, mol y N_0 159	DESCÚBRELO TÚ: Tipos de reacciones 177
Relación entre el peso atómico y la masa molar de un elemento o compuesto 160	Otros tipos de reacciones 178
CTS Tecnológico: Espectrómetro de masas 162	Reacciones ácido-base 178
Pesos atómicos e isótopos 162	DESCÚBRELO TÚ: Indicadores ácido-base 180
De nuevo al concepto de masa molar 164	TE TOCA A TI: Reacciones ácido-base 180
¿CÓMO SE RESUELVE?: Cálculo de un peso atómico y de una masa molar 164	Reacciones de óxido-reducción 181
TE TOCA A TI: Peso atómico del boro 165	DESCÚBRELO TÚ: Oxidación y reducción 182
DEL PASADO: La historia de las escalas de los pesos atómicos 165	Asignación de números de oxidación 182
Masa molar de una fórmula 165	¿CÓMO SE RESUELVE?: Asignación de números de oxidación 183
¿CÓMO SE RESUELVE?: Cantidad de sustancia en cierta masa 166	Balanceo de reacciones por el método del ion electrón 183
¿CÓMO SE RESUELVE? Número de moléculas en cierta masa 167	¿CÓMO SE RESUELVE?: Balanceo por el método del ion-electrón 183
TE TOCA A TI: Número de entidades, cantidad de sustancia, masa 167	¿CÓMO SE RESUELVE?: Balanceo en un medio básico 184
DESCÚBRELO TÚ: El número de Avogadro 167	REACCIONES DE LA QUÍMICA ORGÁNICA 185
EN LA RED: Número de Avogadro 168	Reacciones de adición 185
REACCIÓN QUÍMICA 168	Reacciones de eliminación 185
Ley de conservación de la materia 169	Reacciones de sustitución 186
Ecuaciones químicas 170	Reacciones de condensación 186
Manifestaciones de qué ocurre en una reacción química 172	Reacciones de trasposición 186
Cambio de color 172	Reacciones de isomerización 186
	CIENCIA-TECNOLOGÍA-SOCIEDAD: Medicamentos, a partir del petróleo 187
	DESCÚBRELO TÚ: Nitración y reducción 189
	PROBLEMAS Y ACTIVIDADES 190
	BIBLIOGRAFÍA 193



CON ESCEPTICISMO:

¿De verdad son tan pequeñas?

Las entidades elementales que constituyen la materia, sean átomos o moléculas, parecen tener una dimensión diminuta.

¿Es concebible que la partícula material que forma el agua tenga una dimensión menor que una millonésima de centímetro? ¿Resulta aceptable que en una pequeña punta de alfiler que tocó una gota de agua existan casi un trillón (1×10^{18}) de moléculas? Si es así, podemos estimar la minúscula dimensión de una de estas entidades elementales de materia ¿Cuántas crees que habría que poner en fila para lograr una longitud de un milímetro?

Necesitamos aparentemente una unidad de medida muy grande para contar esas ínfimas entidades elementales, llamadas átomos y moléculas. Pero ¿qué tan grande debe ser dicha unidad?

LA MAGNITUD CANTIDAD DE SUSTANCIA

La magnitud *cantidad de sustancia* aparece en 1961, como una magnitud diferente de la *masa*, siendo una de las siete magnitudes fundamentales del Sistema Internacional de Unidades, y su aparición obedece a razones de comodidad a la hora de contar entidades elementales. La *cantidad de sustancia* aparece gracias a la consolidación de la teoría atómico molecular, ya que su introducción en una reacción química hace que se centre más la atención en la relación entre el número de partículas que intervienen en la misma, que en los pesos de combinación.

Su introducción hace posible, en pocas palabras, contar en el nivel microscópico las entidades elementales a partir de las masas o los volúmenes de combinación de las sustancias que reaccionan.

Al igual que sucede con otras magnitudes fundamentales del Sistema Internacional de Unidades, como es el caso de la masa o el tiempo, no es simple encontrar una definición de cantidad de sustancia.

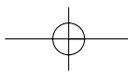
La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC), en el 2001, dice al respecto que “la cantidad física ‘cantidad de sustancia’ o ‘cantidad química’ es proporcional al número de entidades elementales —especificadas por una fórmula química— de las cuales la sustancia está compuesta. El factor de proporcionalidad es el recíproco de la constante de Avogadro ($6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)”.

Veamos, poco a poco qué implicaciones tiene esta definición de cantidad de sustancia y en qué unidades se propone medirla.

LA CANTIDAD DE SUSTANCIA Y SU UNIDAD, EL MOL

El tamaño de una muestra de sustancia es variable. Sabemos que el agua de un río es más que la que puede contener un vaso, ésta, a su vez, que la de una sola gota y ésta, que el agua que moja la punta de un alfiler. En este sentido, la **cantidad de sustancia** podría medirse sin problema en unidades de masa o de volumen. Es decir, los cocientes de las masas o los volúmenes de tales sistemas podrían permitirnos medir cuántas veces hay más agua en uno u otro.

El problema surge cuando queremos comparar cantidades en sustancias diferentes. No parece tener sentido la pregunta de si hay más agua en una gota de agua que aire en



un litro de aire, pero sí lo tiene. Las masas o los volúmenes no nos orientan tanto como en el caso anterior. Pero, si ambas muestras de sustancia están finalmente constituidas por moléculas y átomos, ¿por qué no podríamos equiparar la cantidad de sustancia en ambas muestras mediante una comparación del número de entidades elementales presentes en cada una? La pregunta se podría plantear así: ¿Hay más moléculas de agua en una gota que moléculas de aire en un litro de éste? Así, el concepto de “cantidad de sustancia” tendría que basarse en la cuenta de las partículas imperceptibles que conforman la materia ordinaria. Por supuesto, habría que elegir una muestra patrón que sirviera como unidad de medida, con respecto a la cual se compararan todas las demás. Conozcamos la propuesta internacional más reciente.

El **mol** es la unidad de cantidad de sustancia del Sistema Internacional de Unidades. Su definición formal es:

Mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0.012 kg de ^{12}C .



Figura 5.1

Pero ¿cuántos átomos hay en 12 g de ^{12}C ?

El término “**entidad elemental**” debe ser entendido como átomo, molécula, partícula, ion, fórmula, etcétera. Así, una vez definido el tipo de entidad elemental a la que nos referimos, un mol de dicha sustancia sería una muestra con la propiedad de contener el mismo número de tales entidades, como el que existe de átomos en 12 gramos de una muestra pura del isótopo carbono-12. (Ver figura 5.1).

Hay que advertir que la palabra “mol” no tiene nada que ver con “molécula”. Mol significa mole, pila o montón. Desde luego, la molécula es un tipo de entidad elemental, así que se puede medir cantidad de sustancia como moles de moléculas, pero también como moles de átomos o como moles de fórmulas, etcétera.

De esta manera, la idea de incluir en el SI una **unidad de cantidad de sustancia** es cuantificar el número de partículas o entidades elementales que contiene una muestra de sustancia. La definición formal puede sentirse extraña o complicada por el momento, mientras no se responda a la pregunta: “¿Cuántos átomos hay en 12 g de ^{12}C ?”.

El desarrollo histórico de la medición correspondiente no fue nada simple, como puede constatar en la sección **DEL PASADO: N_0 y su determinación**. Para abreviar, adelantamos de una vez el hecho conocido hoy de que en 12 gramos del isótopo ^{12}C hay aproximadamente 6.02×10^{23} átomos de carbono-12. Luego en una unidad de cantidad de cualquier sustancia existen aproximadamente seis seguido de 23 ceros de entidades elementales, cualesquiera que éstas sean.

Al número

$$N_A = 6.02 \times 10^{23} \quad (5.1)$$

se le conoce como número de Avogadro, en honor al químico italiano del siglo XIX. N_A es simplemente un número. Cuando le colocamos como unidades “partículas” o “entidades elementales”, tenemos la siguiente igualdad:

$$1 \text{ mol de partículas} = N_A \text{ partículas} \quad (5.2)$$

Al dividir ambos miembros entre “1 mol de partículas” se construye una razón unitaria (una cuyo numerador es idéntico a su denominador), que denominamos constante de Avogadro, N_0 , y que resulta sumamente útil, como veremos más adelante:

$$N_0 = \left(\frac{N_A \text{ partículas}}{1 \text{ mol de partículas}} \right) \quad (5.3)$$



Figura 5.2

Amadeo Avogadro (1776-1856). Químico italiano, nacido en Turín. Es famoso por su aseveración de 1811, conocida como “Hipótesis de Avogadro”, que indica que “volúmenes iguales de cualquier gas, bajo la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas”.



¿CÓMO SE RESUELVE?:

¿Qué tan grande es un mol de granos de arroz?

Consideremos que un grano de arroz tiene una masa de 1.66×10^{-5} kg (podríamos haberla obtenido al contar con mucha paciencia alrededor de 60,000 granos en un kilogramo de arroz comprado en el mercado). La masa de un mol de granos sería entonces:

$$M_{\text{arroz}} = \left(\frac{1.66 \times 10^{-5} \text{ kg}}{1 \text{ grano de arroz}} \right) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ granos de arroz}}{1 \text{ mol de granos de arroz}} \right) \\ = 1 \times 10^{19} \text{ kg/mol}$$

La respuesta es ciertamente sorprendente: ¡10 trillones de kilogramos! Pero, ¿qué tan grande es esta masa?

La producción anual de arroz en China puede ayudarnos a aquilatar lo anterior. En ese país se producen unos 200 millones de toneladas de arroz al año, o sea 2×10^{11} kg/año. La masa de un mol de granos es un número ¡50 millones de veces mayor! China necesita

¡50 millones de años para producir un mol de granos de arroz! (ver figura 5.3).



Figura 5.3

¡Hacen falta 50 millones de años de producción de arroz en China, para producir un mol de granos de arroz!



DEL PASADO:

N_0 y su determinación

Es ciertamente sinuoso el camino histórico que desemboca en la definición de mol dada más arriba. Haremos una síntesis apretada, que retoma algunos elementos del capítulo dos de este libro:

1. Ley de las Composiciones Constantes. Las primeras ideas acertadas sobre la combinación química fueron expresadas por Joseph L. Proust y Jeremías B. Richter: “En cualquier compuesto químico los elementos que lo constituyen están combinados siempre en la misma proporción en peso”, y fueron retomadas por Dalton (1808): “En toda investigación química ha sido considerado justamente un importante objetivo el averiguar los pesos relativos de los simples que constituyen un compuesto”.

Así por ejemplo, sin importar el origen o el modo de preparación del agua, hoy sabemos que en cualquier muestra están combinados siempre 8 gramos de oxígeno por cada gramo de hidrógeno:

$$\left(\frac{8 \text{ gramos de oxígeno}}{1 \text{ gramo de hidrógeno}} \right)$$

A este tipo de razones básicas (ver la sección sobre “Razones básicas y unitarias” en la pág. 156), las llamaremos “razones de composición en peso”. Ésta es, por tanto, la llamada razón de composición en peso del agua.

2. Hipótesis atómica. Dalton plantea la existencia de los átomos en 1808. Los compuestos, como el agua, estarían constituidos por moléculas idénticas, las cuales a su vez estarían formadas por un cierto número de átomos elementales. Así, la molécula de agua tendría la fórmula H_nO_m , donde n y m serían enteros. Bastaría entonces conocer n y m para encontrar el peso relativo del átomo de oxígeno respecto al de hidrógeno. Según pensaba Dalton, y equivocadamente, la molécula del agua tendría un átomo de hidrógeno y uno de oxígeno, por lo cual, dada la razón de composición en peso del agua, un átomo de oxígeno pesaría ocho veces lo que uno de hidrógeno. El peso relativo del oxígeno sería entonces de ocho.

3. Fórmulas. La solución al enigma de determinar las fórmulas de los compuestos se dio gracias a la ley de volúmenes de combinación de Luis José Gay-Lussac: se requieren 2 volúmenes de hidrógeno y 1 volumen de oxígeno para obtener 2 volúmenes de agua. Con la hipótesis de Amadeo Avogadro (cualesquiera dos volúmenes gaseosos iguales, a la misma presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas) y la ley de los volúmenes de combinación, se pudo conocer la naturaleza diatómica de las moléculas de oxígeno e hidrógeno, así como la fórmula del agua, H_2O , con dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno.

La razón de composición en peso del agua implica que un átomo de oxígeno pesa 16 veces lo que uno de hidrógeno. Tenemos al fin el peso atómico relativo correcto del oxígeno con respecto al hidrógeno: 16.

4. Pesos atómicos relativos. Stanislao Cannizzaro retoma décadas después las ideas de Gay-Lussac y Avogadro, y encuentra extraordinaria congruencia en los cálculos de pesos atómicos de todos los elementos. La comunidad científica aceptó sus argumentos en 1860. La hipótesis de Avogadro parecía tener validez.

5. Constante de Avogadro, N_0 . Con el peso atómico del hidrógeno considerado como una unidad, surgió la pregunta: “¿cuántos átomos hay en una

muestra elemental que contiene tantos gramos de sustancia como su peso atómico relativo al hidrógeno?”, cuestión que Avogadro ciertamente nunca se planteó. No obstante, dicho número de átomos fue denominado como “constante de Avogadro”, N_0 . A lo largo de los años, la base de referencia ha cambiado de 1 g de hidrógeno a 16 g de oxígeno, luego a 16 g de ^{16}O y, finalmente, a 12 g de ^{12}C .

6. Determinación de N_0 . Las primeras estimaciones de la constante de Avogadro, N_0 , fueron hechas durante la segunda mitad del siglo XIX. Nueve años después de la muerte de Avogadro, Josef Loschmidt sugiere un primer método para obtenerla y encuentra $N_0 = 4.09 \times 10^{22}$ partículas/mol. Este valor, casi quince veces menor que el actual, fue mejorado mediante otras técnicas por diversos investigadores (determinación del espesor límite de una película, o de los parámetros del movimiento browniano, o de la emisión de partículas radiactivas). Fue Perrin (en 1909) quien logró por primera vez un resultado muy cercano al actual de N_0 al alcanzar 62×10^{22} partículas/mol. N_0 terminó de afinarse durante el siglo XX, una vez determinada con precisión la carga del electrón (1913) o aplicando las técnicas de difracción de rayos X sobre cristales (1912). El resultado actualmente aceptado internacionalmente es:

$$N_0 = 6.02214199 \times 10^{23} \text{ entidades elementales/mol}$$

Moles... ¿de qué?



Figura 5.4

En 1 mol de fórmulas de $NaCl$ hay un mol de iones Na^+ . En esta figura se muestra 1 mol de fórmulas de $NaCl$. ¿De verdad se trata de un mol de fórmulas?

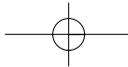
Al hablar de cantidades de sustancia, es indispensable indicar cuáles son las “entidades elementales” que se están contando, de otra manera no está claro a qué muestra de sustancia nos referimos. Por ejemplo, cada una de las siguientes cantidades de sustancia expresan una diferente entidad elemental:

- 1 mol de átomos de carbono
- 1 mol de moléculas de O_2
- 1 mol de iones Na^+
- 1 mol de electrones
- 1 mol de núcleos de helio
- 1 mol de fórmulas $NaCl$

Todas estas muestras de materia tienen algo en común: 6.02×10^{23} (un número de Avogadro de) entidades elementales, es decir, la misma cantidad de sustancia, aunque por supuesto de diferentes sustancias. (Ver figura 5.4).

No basta decir “un mol de oxígeno”, pues no sabemos si nos referimos a un mol de átomos de oxígeno, a un mol de moléculas de O_2 o a un mol de moléculas de ozono, O_3 . Siempre tenemos que especificar las entidades elementales a las que nos estamos refiriendo con la mención de una cierta cantidad de sustancia.

Se insiste en que, desde este punto de vista, el mol es una unidad proporcional a la cantidad de entidades elementales, como el par, la docena o la gruesa, pero referida a una muestra de sustancia:



156 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

- 1 par de anteojos = 2 anteojos
- 1 docena de dulces = 12 dulces
- 1 gruesa de naranjas = 144 naranjas
- 1 mol de átomos = 6.02×10^{23} átomos

Por tanto, el factor unitario N_0 de la ecuación (5.3) es tan válido como el cociente

$$\left(\frac{12 \text{ casas}}{1 \text{ docena de casas}} \right)$$

Por eso se acostumbra decir que “el mol es la docena de los químicos”.

Razones básicas y unitarias

En química se construye un buen número de razones, que tienen que ver con números relativos de átomos y moléculas o sus masas o, por supuesto, con moles de átomos o moléculas, a las que llamaremos **razones básicas** y **razones unitarias**. La diferencia entre ambas se establece a continuación. (Ver figura 5.5.).

Una **razón básica** es un cociente entre dos cantidades que están relacionadas de alguna manera. Ejemplos de ellas serían:

$$\left(\frac{2 \text{ cucharadas de azúcar}}{1 \text{ taza de café}} \right)$$

$$\left(\frac{2 \text{ mujeres ingenieras}}{9 \text{ hombres ingenieros}} \right)$$

$$\left(\frac{\text{US\$2500}}{1 \text{ habitante}} \right)$$

Una razón básica típica de la química es la que se construye con el número de átomos de dos elementos existentes en un compuesto determinado. Por ejemplo, para el agua, las siguientes razones básicas son fundamentales:

$$\left(\frac{2 \text{ átomos de hidrógeno}}{1 \text{ átomo de oxígeno}} \right)$$

$$\left(\frac{2 \text{ átomos de hidrógeno}}{1 \text{ molécula de agua}} \right)$$

Esta última relación no implica que sea lo mismo una molécula de agua que dos átomos de hidrógeno, de la misma forma que un auto no es igual que sus cuatro llantas. El uso de estas razones básicas permite resolver el más simple tipo de problemas de proporcionalidad directa, como veremos.

Podemos percatarnos que la misma validez tiene la última razón básica que ésta:

$$\left(\frac{2 \text{ pares de átomos de hidrógeno}}{1 \text{ mol de moléculas de agua}} \right)$$

ya que siendo cierta la primera, la adición de la palabra “par” en numerador y denominador hace válida la segunda. Similarmente, añadir la palabra “mol” en numerador y denominador, hace válida una tercera:

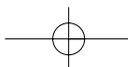
$$\left(\frac{2 \text{ moles de átomos de hidrógeno}}{1 \text{ mol de moléculas de agua}} \right)$$

Así, las razones básicas para una cierta entidad elemental inducen la validez de las relaciones para un mol de ellas.



Figura 5.5

Para un automóvil, un par de razones básicas serían:
4 llantas/1 automóvil;
1 llanta de refacción/
1 automóvil.





¿CÓMO SE RESUELVE?:

Problemas de proporcionalidad directa

¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 200 moléculas de agua? Y ¿cuántos moles de átomos de hidrógeno existen en 200 moles de moléculas de agua?

Estructura de resolución

Un procedimiento de resolución de problemas de proporcionalidad directa se logra a través de la siguiente estrategia, basada en el análisis dimensional (un análisis de las unidades de la incógnita por encontrar y las del dato con el que se cuenta):

1. Escribe el símbolo y las unidades de la incógnita, el signo igual, y luego el dato del problema seguido de sus unidades.
2. Busca una (o más) razón(es) básica(s) que anule(n) las unidades del dato y que conduzca(n) a las unidades de la incógnita.

Así, el esquema es el siguiente:

$$\begin{aligned} & \text{INCÓGNITA (unidad 1) =} \\ & \text{DATO (unidad 2) } \times \\ & \text{RAZÓN BÁSICA (unidad 1/unidad 2)} \end{aligned} \quad (5.4)$$

La unidad 2 en el denominador de la razón cancela la del DATO, con lo que el lado derecho adquiere la unidad 1, como se desea.

La aplicación de la ecuación (5.4) a este problema es la siguiente:

INCÓGNITA átomos de hidrógeno =

$$200 \text{ moléculas de agua} \left(\frac{2 \text{ átomos de hidrógeno}}{1 \text{ molécula de agua}} \right)$$

INCÓGNITA = 400 átomos de hidrógeno

La segunda pregunta de este ejercicio tiene una resolución enteramente similar, pero ahora con la razón básica expresada en unidades de cantidad de sustancia:

INCÓGNITA moles de átomos de hidrógeno =

$$200 \text{ moles de moléculas de agua} \left(\frac{2 \text{ moles de átomos de hidrógeno}}{1 \text{ mol de molécula de agua}} \right)$$

INCÓGNITA = 400 moles de átomos de hidrógeno

De hecho, en adelante podrás resolver la primera pregunta y luego escribir de inmediato la resolución a la segunda.

Por otra parte, existe un tipo especial de razones básicas en las que el numerador y el denominador resultan ser iguales o, más bien, equivalentes. A estas razones las denominaremos **razones unitarias** o **factores unitarios**.

Algunos ejemplos son:

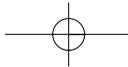
$$\left(\frac{100 \text{ centímetros}}{1 \text{ metro}} \right)$$

$$\left(\frac{1 \text{ equipo de fútbol}}{11 \text{ jugadores de fútbol}} \right)$$

Un ejemplo relacionado con el tema de esta sección lo constituye la razón unitaria de Avogadro (5.3):

$$\left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ partículas}}{1 \text{ mol de partículas}} \right)$$

Puesto que numerador y denominador son físicamente equivalentes, lo mismo nos da contar con un mol de moléculas de agua que con un número de Avogadro de moléculas de agua. Ambas expresiones se refieren a la misma cosa.



¿CÓMO SE RESUELVE?

Número de átomos en cierta cantidad de sustancia

¿Cuántos átomos de sodio hay en la siguiente cantidad de sustancia: 0.3 moles de átomos de sodio?

La razón (5.3), N_0 , nos permite transformar cantidad de sustancia, n , a número de partículas, N . Esto queda expresado en el diagrama siguiente:

$$\begin{array}{c} N_0 \\ n \Rightarrow N \end{array}$$

o bien, en la ecuación

$$N = nN_0 \quad (5.5)$$

Por lo tanto, para resolver el problema basta multiplicar el dato (0.3 moles de Na) por la constante de Avogadro, la razón unitaria del número de partículas por mol, N_0 .

N átomos de Na =

$$0.3 \text{ mol Na} \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de Na}}{1 \text{ mol Na}} \right)$$

$$N = 1.81 \times 10^{23} \text{ átomos de Na}$$



TE TOCA A TI:

Cantidad de sustancia a partir de número de moléculas

Se tiene una muestra de benceno con 1.27×10^{22} moléculas. Calcula la cantidad de sustancia en dicha muestra, expresada como moles de moléculas de ben-

ceno. Utiliza la estrategia mostrada para resolver problemas de proporcionalidad directa.

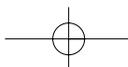
Cómo se mide la cantidad de sustancia

Cuando un químico dice “necesito medio mol de plata”, ello es equivalente a nuestras frases en la tienda: “déme un par de zapatos” o “déme tres cartones de huevos”: el químico desea la mitad de 6.02×10^{23} átomos de plata. La gran diferencia es que el químico está pidiendo una cantidad enorme de átomos.

Ahora bien, ¿qué hace el químico para cumplir sus deseos? ¿Cómo cuenta medio mol de átomos de plata? ¿Acaso tendrá que contar los átomos de uno en uno? ¿Cómo verá los átomos y con qué pinzas microscópicas los irá tomando?

Es claro que no es posible contar 6.02×10^{23} entidades elementales de la misma forma que se cuentan naranjas u hojas de papel. Una computadora, contando de uno en uno, requeriría millones de años para llegar a N_A .

La cantidad de sustancia se mide en forma indirecta, a través de una propiedad que sea proporcional al número de entidades elementales. Tal propiedad puede ser la masa o el peso, o inclusive el volumen (bajo ciertas condiciones). Procederemos entonces como en la sección CÓMO SE RESUELVE: ¿Qué tan grande es un mol de granos de arroz?, en la que calculamos la masa de un mol de granos de arroz. Pero, en aquel caso, conocíamos la masa de un grano y ahora no conocemos la masa de un solo átomo. ¿Qué hacer? Vale la pena explorar primero una analogía que hace evidente la necesidad de conocer los pesos relativos de las cosas.





¿CÓMO SE RESUELVE? Ciruelas y uvas

Piensas hacer una ensalada de frutas que tenga, entre otras cosas, el mismo número de ciruelas que de uvas. Llegas a la tienda y pides al vendedor treinta uvas y treinta ciruelas. Éste, que tiene una capacidad intelectual algo limitada, te responde: “aquí vendemos la fruta por kilogramo. ¿Cuántos kilos de ciruela y cuántos kilos de uva desea?”.

¿Qué hacer en este caso para salir de la tienda con treinta uvas y treinta ciruelas?

Pides un kilogramo de ciruela. Cuentas las ciruelas que te dieron y encuentras que son quince. Pides ahora un kilogramo de uva. Vuelves a contar cuidadosamente y son ciento veinte uvas. Haces el siguiente cociente:

$$\left(\frac{120 \text{ uvas/kg}}{15 \text{ ciruelas/kg}} \right) = \left(\frac{8 \text{ uvas}}{1 \text{ ciruela}} \right)$$

Es claro ahora que una uva pesa la octava parte de una ciruela. Tienes entonces el peso relativo de las uvas, con respecto al patrón ciruela:

$$\frac{w_{\text{uva}}}{w_{\text{ciruela}}} = \frac{1}{8}$$

Calculas rápidamente que para tener treinta ciruelas requieres de dos kilogramos y, por supuesto, para contar con treinta uvas necesitas la octava parte de dos kilos. Inteligentemente le dices ahora al vendedor: “Sabes, voy a necesitar otro kilo más de ciruelas y, además, no necesito tanta uva, póngame solamente un cuarto de kilo”.

Aprendimos en este ejemplo que para tener el mismo número de uvas y ciruelas es conveniente conocer el peso relativo de las uvas respecto a las ciruelas.

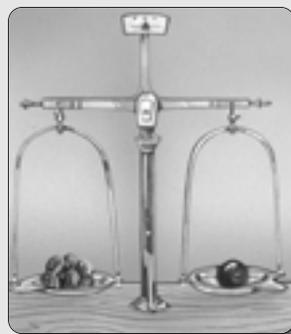


Figura 5.6

Ocho uvas pesan lo mismo que una ciruela. Para pedir la misma cantidad de uvas y ciruelas debes pedir de uvas la octava parte del peso de las ciruelas.



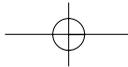
DESCÚBRELO TÚ: Semillas, mol y N_0

Con la colaboración de Gisela Hernández Millán.

Vas a usar tan sólo una balanza y tu habilidad para contar. En todo este problema vas a suponer que cada una de las semillas de arroz pesa lo mismo, que cada uno de los frijoles pesa lo mismo y que cada uno de los garbanzos pesa lo mismo. En esa hipótesis se basa la obtención de buenos resultados en esta experimentación.

Imagina que los átomos de los elementos son como diferentes semillas. La de arroz tomará el lugar del átomo de hidrógeno; la de frijol el del berilio y la de garbanzo el sitio del cloro. Con la guía que viene en el enunciado a continuación, que se basa en una semilla de arroz como unidad de peso relativo, ¿puedes usar sólo la balanza para obtener un igual número (el que sea) de los tres tipos de semillas? Por ejemplo, ¿puedes decir qué pesadas hay que hacer para tener un ciento de cada semilla?

- Con una balanza, tu primer problema es estimar el peso promedio de un grano de arroz, una semilla de frijol y una de garbanzo. Pesa un buen número de ellos en la balanza y obtén el promedio. A nosotros nos dieron los siguientes resultados, encuentra los tuyos:
 - Arroz, 0.021 g
 - Frijol, 0.187 g
 - Garbanzo, 0.746 g
- Mediante cocientes de los datos anteriores, obtén los pesos relativos respecto al grano de arroz. (Ver figura 5.7). Nosotros obtuvimos:
 - Arroz, $0.021/0.021 = 1$
 - Frijol, $0.187/0.021 = 8.9$
 - Garbanzo, $0.746/0.021 = 35.5$
- Dedícate ahora a contar las semillas que hay en las siguientes pesadas:

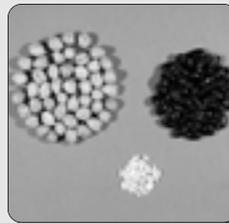
**Figura 5.7**

Un frijol pesa lo que 8.9 granos de arroz. Un garbanzo pesa lo que 35.5 granos de arroz.

- 3.1. Un gramo de arroz (al número de granos le llamaremos un semillol de arroz).
- 3.2. Un peso relativo de gramos de frijol (al número de semillas le llamaremos un semillol de frijol, en nuestro caso corresponde a 8.9 gramos de frijol, pero tú usa tu propio resultado del inciso 2).
- 3.3. Un peso relativo de gramos de garbanzo (un semillol de garbanzo, en nuestro caso 35.5 gramos de garbanzo).
No te sorprenda si obtienes el mismo número de cada semilla, pues recuerda qué sucede cuando pesas muestras en la misma proporción que la indicada por los pesos relativos.
4. El inciso tres (si usaste una balanza aceptable y no hay mucha variabilidad en los pesos de cada semilla respecto a su promedio) te debe haber llevado al mismo número de granos de las tres especies o,

en todo caso, a números muy parecidos. Así, un semillol de arroz tiene el mismo número de granos que tiene un semillol de frijol o uno de garbanzo. Este va a ser el “número de Avogadro” de nuestro ejercicio. Nuestro resultado fue de 48 semillas. ¿Y el tuyo? (Date cuenta, por cierto, de que este número se obtiene al invertir el peso de un solo grano de arroz; $1/0.021$, pues la inversa de los gramos que pesa un grano es el número de granos que hay en un gramo).

5. Resuelve ahora la pregunta lanzada, ¿cuántos gramos debes pesar de cada semilla para tener cien de ellas? Calcula para ello el “número de semilloles” que representan 100 semillas (en nuestro caso $100/48=2.1$ “semilloles”, por lo que hay que pesar $2.1 \times 1 \text{ g} = 2.1$ gramos de arroz, $2.1 \times 8.9 \text{ g} = 15.69$ gramos de frijol y $2.1 \times 35.5 \text{ g} = 74.55$ gramos de garbanzo).
6. Haz tus propios cálculos y verifica con la balanza que obtienes, en efecto 100 granos o semillas de cada tipo con dichas pesa-

**Figura 5.8**

(Ver figura 5.8)
Un semillol de arroz, un semillol de frijol y un semillol de garbanzo. Los tres semilloles contienen cuarenta y ocho semillas pero, evidentemente, no pesan lo mismo.

Relación entre el peso atómico y la masa molar de un elemento o compuesto

- Es importante hacer notar que los pesos atómicos relativos no tienen unidades, ya que se refieren a un cociente entre dos pesos, o sea, a un peso atómico comparado con el de un átomo patrón.

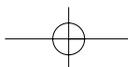
Permanece hasta nuestros días la idea de expresar los pesos atómicos con relación a un átomo de referencia. Durante el siglo XIX el peso atómico de un elemento dado, A, correspondía a su peso en relación con el del hidrógeno:

$$\text{Peso atómico de A} = \frac{\text{Peso del átomo de A}}{\text{Peso del átomo de hidrógeno}} \quad \text{SIGLO XIX}$$

No nos detendremos ahora en considerar la existencia posible de varios isótopos estables del átomo de A. Al estar definido como un cociente entre dos pesos, el peso atómico no posee unidades.

Hoy, el peso atómico se expresa en relación a la doceava parte del peso de un átomo de carbono-12, por lo cual la definición actual es

$$\text{Peso del átomo de A} = \frac{\text{Peso atómico de A}}{1/12 \text{ del peso del átomo de carbono-12}} \quad \text{HOY}$$



Podríamos ahora sustituir la palabra “peso” por “masa” ya que una comparación entre dos pesos es idéntica a una comparación entre dos masas, en el mismo lugar de la Tierra.

$$\text{Peso atómico de A} = \frac{\text{Masa del átomo de A}}{1/12 \text{ de la masa del átomo de carbono-12}} \quad (5.6)$$

Igualmente, el resultado no se altera si consideramos 2, 3, o más átomos de A y 2, 3, o más átomos patrón. En particular, si consideramos un mol de dichos átomos:

$$\text{Peso atómico de A} = \frac{\text{Masa de un mol de átomos de A}}{1/12 \text{ de la masa de un mol de átomos de carbono-12}} \quad (5.7)$$

Al numerador de esta expresión le denominamos **masa molar** del elemento A, para la que usamos la variable M_A y las unidades g/mol. Además, reconocemos en el denominador de esta expresión que la masa de 1 mol de átomos de ^{12}C es exactamente 12 g. Así, llegamos a la importante expresión:

$$\text{Peso atómico de A} = \frac{M_A}{1/12 (12 \text{ g/mol})} = \frac{M_A}{1 \text{ g/mol}}$$

Si repitiéramos este proceso iniciando con el peso molecular del compuesto A, arribaríamos a una ecuación idéntica:

$$\text{Peso molecular de A} = \frac{M_A}{1 \text{ g/mol}}$$

Concluimos que la masa molar de A, sea A un elemento o un compuesto, es igual al peso atómico o molecular de A, que es un número adimensional, multiplicado por la unidad 1 g/mol.

$$M_A = \text{Peso atómico o molecular de A (1 g/mol)}$$

La conclusión de este manejo algebraico del concepto de peso atómico es la siguiente:

El peso atómico relativo al carbono-12, es una magnitud sin dimensiones, que coincide en valor numérico con la masa de un mol de átomos. O, dicho a la inversa, la masa molar de un elemento es precisamente igual al peso atómico, al cual añadimos las unidades de g/mol.

Resumimos:

- El peso atómico relativo es un cociente sin unidades, en el que se compara la masa (o el peso) de un átomo dado con la doceava parte de la masa (o el peso) de un átomo de carbono-12.
- Masa molar es la masa de un mol de entidades elementales. Sus unidades son gramos/mol.
- Ambas cantidades, aunque muestran el mismo valor numérico, tienen diferentes unidades.

Todo este tema partió históricamente de una primera definición de mol, expresada por Wilhelm Ostwald en el año de 1900, que indicaba que el “peso molecular de una sustancia expresado en gramos se debe llamar a partir de ahora *mol*”. Lo anterior implica dar al mol una identificación con la magnitud *masa*, cuestión que quedó corregida con la creación de la magnitud *cantidad de sustancia*, en 1961.

El desarrollo anterior demuestra la relativa validez de la definición inicial de mol de Ostwald, pues colocando la unidad g/mol al peso molecular se obtiene la masa de un mol de sustancia. Hay, sin embargo, que reconocer que colocar la unidad g/mol al peso molecu-



CTS Tecnológico: Espectrómetro de masas

Los valores de la masa de los diferentes isótopos se pueden obtener con un aparato que se llama espectrómetro de masas.

En un espectrómetro de masas hay dos regiones. En una de ellas se coloca un par de placas metálicas cargadas,

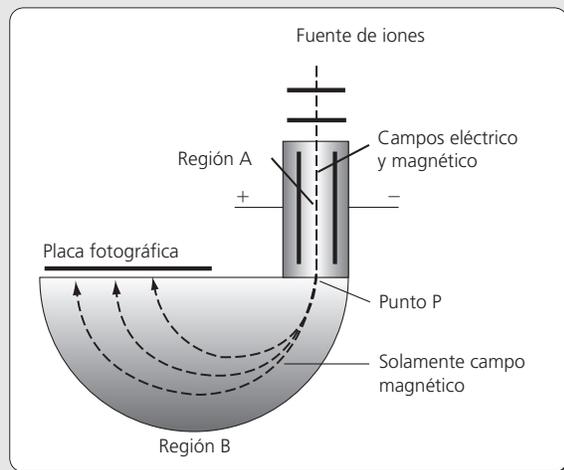


Figura 5.9
Diagrama de un espectrómetro de masas.

las cuales producirán un campo eléctrico. Además se produce en la misma región un campo magnético, perpendicular al campo eléctrico (ver la región marcada con la letra A en la figura 5.9).

Cuando un haz de partículas cargadas pasa por la región A, los campos eléctrico y magnético desvían a los iones de su camino en direcciones y con velocidades distintas. Sólo aquellos iones con la misma velocidad podrán pasar por el orificio (marcado como punto P en la figura). La región A se conoce como el selector de velocidades, porque permite seleccionar del haz de iones original, a aquellos iones que tienen iguales velocidades.

En la otra región sólo hay un campo magnético, que desvía los iones en una trayectoria circular. Debido a que todos los iones que pasaron a la región B tienen la misma velocidad, su radio de curvatura depende únicamente de la relación carga/masa. De esta forma se separan los diferentes isótopos por sus distintas masas, las que se pueden determinar con una precisión extraordinaria.

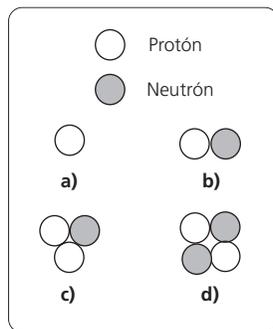


Figura 5.10
Dos isótopos del mismo elemento se presentan porque en el núcleo del átomo aparece un diferente número de neutrones. **a)** Isótopo del hidrógeno-1, con un protón en el núcleo. **b)** Isótopo del hidrógeno-2 con un protón y un neutrón en el núcleo. **c)** Isótopo del helio-3, con dos protones y un neutrón. **d)** Isótopo del helio-4 con dos protones y dos neutrones.

lar relativo y adimensional de la sustancia A, no es lo mismo que “expresar” el peso molecular en gramos, ya que el peso molecular no tiene unidades, se trata de un peso relativo.

Pesos atómicos e isótopos

No hemos considerado un detalle importante: la existencia de isótopos en las muestras naturales de los elementos a la que nos referimos en el capítulo 3 (ver figura 5.10), cuyas masas pueden determinarse gracias al espectrómetro de masas (ver CTS Tecnológico: Espectrómetro de masas). Por ejemplo, en el numerador de la expresión (5.6): ¿la masa de qué isótopo debemos considerar?

Gracias al espectrómetro de masas, desde 1920 se han podido conocer con suma exactitud las masas de cada uno de los isótopos de los elementos. En la tabla 5.1 incorporamos los datos para las masas de los núclidos estables de los elementos más ligeros, desde $Z = 1$, hidrógeno, hasta $Z = 9$, flúor. Con relación a la abundancia natural de cada isótopo estable, la precisión es variable (ver las notas al final de la tabla, así como el Apéndice 2), excepto en los casos en que el elemento sólo tiene un isótopo estable.

Es conveniente introducir de una vez el hecho de que existen isótopos inestables de estos mismos elementos, los cuales se han podido obtener mediante técnicas especiales y que tienen un tiempo de vida relativamente corto, en comparación con los isótopos estables cuyo tiempo de vida es por lo menos los cuatro mil quinientos millones de años que lleva formada la Tierra. Entre otros, tenemos los siguientes isótopos inestables: ^3H , conocido como tritio, y ^{14}C o carbono-14, cuya medición de abundancia nos permite conocer la antigüedad de una muestra que contiene al elemento carbono. Estos isótopos no se consideran para calcular el peso atómico.

Tabla 5.1

Masas relativas al carbono-12 y abundancias relativas naturales de los isótopos estables de los elementos más ligeros.

Isótopo	Masas relativas a 1/12 de ^{12}C	% de abundancia	Notas
^1H	1.007825	99.985	G M R
^2H	2.0140	0.015	
^3He	3.01603	0.00013	G
^4He	4.00260	~100	
^6Li	6.01512	7.42	G M R
^7Li	7.01600	92.58	
^9Be	9.01218	100	
^{10}B	10.0129	19.78	M R
^{11}B	11.00931	80.22	
^{12}C	12.00000	98.89	R
^{13}C	13.00335	1.11	
^{14}N	14.00307	99.63	
^{15}N	15.00011	0.37	
^{16}O	15.99491	99.759	G R
^{17}O	16.99912	0.037	
^{18}O	17.99911	0.204	
^{19}F	18.99840	100	

Notas

G. Se conocen especímenes geológicos excepcionales en los cuales el elemento tiene una abundancia isotópica fuera de la descrita.

M. Pueden encontrarse abundancias isotópicas modificadas en muestras comerciales del elemento, porque ha sido sujeto a separaciones isotópicas no reveladas o inadvertidas.

R. Existe variabilidad en las abundancias isotópicas del material terrestre ordinario que contiene este elemento. Por ello se expresan dichas abundancias con un número reducido de cifras significativas.

Tomemos el ejemplo del oxígeno para decidir cuál es la masa relativa que debemos colocar en la ecuación (5.6). Pensemos en una muestra de 100,000 átomos con la abundancia relativa de la tabla, es decir, en la que existan:

- 99,759 átomos de ^{16}O
- 37 átomos de ^{17}O
- 204 átomos de ^{18}O

El peso atómico promedio de esta muestra de 100,000 átomos de oxígeno, con relación a 1/12 del ^{12}C se calcularía como:

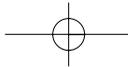
$$W_{\text{O}} = \frac{99759(15.99491) + 37(16.99912) + 204(17.99911)}{100000} \quad (5.8)$$

O sea, hay que obtener el peso promedio como la suma del peso de cada isótopo ponderado por la abundancia relativa (expresada como una fracción de la unidad).

$$W_{\text{O}} = (0.99759)15.99491 + (0.00037)16.99912 + (0.00204)17.99911 = 15.9986 \quad (5.9)$$

De esta manera, la definición actual de **peso atómico** de cualquier elemento, o sea, el peso atómico promedio relativo al ^{12}C , corresponde a la ecuación:

$$W_{\text{A}} = \text{Peso atómico del elemento A} = \sum_{i=\text{isótopos}} f_i W_i \quad (5.10)$$



164 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

Donde f_i es la fracción de cada uno de los isótopos presentes en una muestra natural y los W_i son los pesos atómicos relativos al carbono-12 de cada isótopo estable del elemento.

De nuevo al concepto de masa molar

Hasta ahora, hemos entendido la manera como se calculan los pesos atómicos relativos de los elementos y que la masa molar de átomos de un elemento es numéricamente igual al peso atómico, pero con unidades de **gramos/mol**. Es bueno saber que los datos de los pesos atómicos calculados de esta manera se encuentran en cada casilla de la tabla periódica (ver figura 5.11).



Figura 5.11

Casilla de la plata en la tabla periódica. En cada casilla de la tabla periódica aparece el peso atómico relativo, en este caso el del átomo promedio de la plata con respecto a la duodécima parte del de ^{12}C . El de la plata es 107.868.



¿CÓMO SE RESUELVE?:

Cálculo de un peso atómico y de una masa molar

El peso atómico de la plata, y por ende su masa molar, puede obtenerse a partir de las abundancias naturales y los pesos relativos de sus isótopos. Encuentra su valor a partir de los siguientes datos para los dos isótopos estables de este elemento:

Tabla 5.2

Abundancia y pesos atómicos relativos de los dos isótopos naturales de la plata.

Isótopos	Abundancia relativa	Pesos relativos
^{107}Ag	51.82%	106.90509
^{109}Ag	48.18%	108.9049

Mediante (5.10), calculamos el peso atómico de la plata:

$$W_{\text{Ag}} = 0.5182(106.90509) + 0.4818(108.9049) = 107.868$$

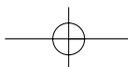
que es precisamente el dato que aparece en la casilla de la plata en la tabla periódica (ver figura 5.11). La masa molar de la plata es entonces $M_{\text{Ag}} = 107.868 \text{ g/mol}$:

Es importante señalar que ningún átomo de plata pesa 107.868 veces lo que la doceava parte de un átomo de ^{12}C . Sólo existen los átomos de plata con pesos relativos de 106.90509 y de 108.9049. Sin embargo, el valor obtenido para la masa molar de la plata es, precisamente, la masa de un mol de una muestra natural de átomos de plata. Esa es la ventaja de haber definido el peso atómico contemplando la abundancia de cada isótopo.

Tenemos la respuesta para aquel químico que deseaba medio mol de plata: todo lo que tiene que hacer es pesar 53.934 g de una muestra natural de plata (la mitad de la masa molar de 107.868 gramos).

Resumiendo:

En la tabla periódica de los elementos, la casilla de cada uno contiene el dato de su peso atómico, el cual coincide numéricamente con el de su masa molar: la cantidad de gramos que hay que pesar para tener un mol de átomos de ese elemento, que considera de una vez que las muestras de dicho elemento están constituidas como mezclas de los isótopos estables del mismo.





TE TOCA A TI:

Peso atómico del boro

A partir de los datos de la tabla 5.2, calcula el peso atómico del boro. Compáralo con el dato que viene en su casilla de la tabla periódica..



DEL PASADO:

La historia de las escalas de los pesos atómicos

Debido a la variabilidad de las proporciones de hidrógeno y deuterio en la naturaleza, a inicios del siglo XX se abandonó al hidrógeno como la base de los pesos atómicos relativos. Entonces, los químicos empezaron a emplear como base a 1/16 del peso de un átomo del

isótopo ^{16}O , mientras que los físicos escogieron a 1/16 del peso de un átomo promedio de oxígeno. La tabla 5.3 presenta algunos datos de los pesos atómicos de los isótopos del oxígeno, según la unidad patrón de medida ha ido cambiando:

Tabla 5.3

Isótopos del oxígeno. Abundancia y pesos relativos en las dos escalas previas y en la actual del Sistema Internacional.

Isótopo	Peso relativo (escala físicos)	Peso relativo (escala químicos)	Peso relativo (escala SI)
^{16}O	16.0000000	15.995540	15.99491
^{17}O	17.0045293	16.999789	16.99912
^{18}O	18.004840	17.999821	17.99911
Oxígeno	16.0044615	16.0000000	15.99856

Notas

- En la escala de los físicos se escogió como base al ^{16}O .
- En la escala química se buscaba que el peso atómico del oxígeno fuera exactamente 16.
- La base de la escala actual es el ^{12}C , por lo que ningún dato en la columna correspondiente vale 16.

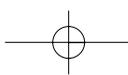
Masa molar de una fórmula

Ahora veamos cómo obtener la **masa molar de un compuesto** formado por entidades elementales llamadas “fórmulas”, sean moleculares o no, y donde están presentes átomos de varios elementos.

La masa molar en este caso se obtiene al sumar las masas molares de los átomos que constituyen la molécula o fórmula, sin olvidar que los subíndices de los símbolos elementales hablan del número de átomos de ese elemento presentes en la fórmula.

Por ejemplo, para un mol de agua, H_2O , existe un mol de átomos de oxígeno y dos moles de átomos de hidrógeno. Así, la masa molar se calcula al sumar la masa de un mol de oxígenos (aproximadamente 16 g) y de dos moles de hidrógenos (aproximadamente 2 g).

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = \left(\frac{[(1)16 + (2)1]\text{g de agua}}{1 \text{ mol de moléculas de agua}} \right) = 18 \text{ g/mol}$$



166 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

Es importante hacer énfasis en que un dato de masa molar puede ser ambiguo si no se especifica claramente el tipo de entidades elementales de las que se habla y, por tanto, el tipo de sustancia que se tiene.

Por ejemplo, reiteramos que el término “un mol de oxígeno” puede ser equívoco, pues no sabemos si se trata de:

- Un mol de átomos de oxígeno $M = 16 \text{ g/mol}$
- Un mol de moléculas de O_2 $M = 32 \text{ g/mol}$
- Un mol de moléculas de O_3 (ozono) $M = 48 \text{ g/mol}$

Lo que resulta más conveniente es indicar la fórmula química de las entidades elementales de las que se tiene un mol de sustancia:

- Un mol de O_2
- Un mol de NaCl
- Un mol de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Un mol de C_2H_2

Así, en adelante emplearemos las fórmulas como expresión clara de las entidades elementales a las que se refiere la magnitud “cantidad de sustancia”.

Conviene percatarse de que las masas molares de los elementos o compuestos son también razones unitarias, en las que numerador y denominador son equivalentes:

$$M_{\text{Na}} = \left(\frac{23 \text{ g Na}}{1 \text{ mol de átomos de Na}} \right)$$

Estas razones unitarias nos permiten convertir cantidad de sustancia (en moles), n , a masa de sustancia (en gramos), m :

$$\begin{array}{l} M \\ n \Rightarrow m \end{array}$$

Podemos expresar lo anterior en una fórmula:

$$m = nM \quad (5.11)$$

Si se desea la transformación inversa, hay que utilizar la masa molar invertida. O sea que para transformar masa, en gramos, a cantidad de sustancia, en moles,

$$\begin{array}{l} 1/M \\ m \Rightarrow n \end{array}$$

procedemos así:

$$n = m(1/M) \quad (5.12)$$



¿CÓMO SE RESUELVE?:

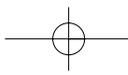
Cantidad de sustancia en cierta masa

Se tienen 3.02 g de carbono-12. ¿Cuál es la cantidad de sustancia en esta muestra?

La incógnita es la cantidad de sustancia de carbono-12, n_{C} , sus unidades son “mol ^{12}C ”. El dato es 3.02 g de carbono-12. Procedemos a establecer la igualdad y a colocar apropiadamente la razón unitaria para lle-

var a cabo la transformación de unidades del dato a unidades de la incógnita (o aplicamos directamente la ecuación 5.12).

$$n_{\text{C}} \text{ mol } ^{12}\text{C} = 3.02 \text{ g } ^{12}\text{C} \left(\frac{1 \text{ mol } ^{12}\text{C}}{12 \text{ g } ^{12}\text{C}} \right) = 0.252 \text{ mol } ^{12}\text{C}$$





¿CÓMO SE RESUELVE?:

Número de moléculas en cierta masa

Indica las moléculas de agua, que hay en una muestra con 10 g de agua.

Las unidades de la incógnita son moléculas de agua, y las del dato son gramos de agua.

El esquema de solución es el siguiente, hay que ir primero de una masa (en gramos) a la cantidad de sustancia (en moles) y, en un segundo paso, de ésta al número de moléculas:

$$\begin{array}{l} 1/M \quad N_0 \\ m \Rightarrow n \quad \Rightarrow N \end{array}$$

La primera razón unitaria que se usa es la masa molar del agua, que permite transformar masa en canti-

dad de sustancia, pero para ello habrá que usar su forma invertida (1 mol de agua/18 g de agua), para que los gramos del dato se cancelen. A continuación, para eliminar cantidad de sustancia (moles de agua) y transformarla a número de moléculas de agua, se usa la razón N_0 de Avogadro:

$$N = 10 \text{ g H}_2\text{O} \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right)$$

$$N = 3.35 \times 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$



TE TOCA A TI:

Número de entidades, cantidad de sustancia, masa

1. Calcula el número de fórmulas NaCl en 3.54 moles de NaCl.
2. Calcula la cantidad de sustancia de S_8 en una muestra con 2.43×10^{24} moléculas de S_8 .
3. Calcula la masa de una muestra de benceno, C_6H_6 , que contiene 3.8×10^{23} moléculas de C_6H_6 .
4. Calcula la cantidad de sustancia de NO en el aire de una habitación que contiene 3.3×10^{-5} g NO.



DESCÚBRELO TÚ:

El número de Avogadro

Colaboración de Rosa María González Muradás.

¿Cuántas partículas hay en un mol?

Nombrada en honor al científico italiano con ese nombre, la constante de Avogadro se representa por N_0 . Llevemos a cabo su determinación aproximada.

Material

- Pipeta Pasteur con bulbo (o un gotero)
- Probeta de 10 mL
- Tubo de ensayo
- Vidrio de reloj de 50 mm de diámetro
- Regla
- 10 mL de ácido esteárico disuelto en hexano (concentración 1.3×10^{-3} g/mL)

Procedimiento

1. Enjuaga perfectamente el material de vidrio con agua destilada.
2. Vierte en el tubo de ensayo 2 mL de la disolución de ácido esteárico.
3. Usa la pipeta Pasteur para agregar en la probeta el ácido esteárico, gota a gota hasta completar 1 mL. Anota el número de gotas. Repite el procedimiento dos veces más y calcula el promedio de gotas en un mililitro.
4. Agrega agua destilada en el vidrio de reloj, aproximadamente la mitad del volumen total del vidrio, y mide el diámetro del volumen de agua agregado.
5. Con la misma pipeta Pasteur, agrega en el centro de la superficie del agua, gota a gota, el ácido esteárico, esperando a que cada gota se distribuya

**Figura 5.12**

Advierte cuando se llega a cubrir toda la superficie del agua con la monocapa de ácido esteárico. Entonces deja de agregar gotas.

6. Lava el vidrio de reloj y repite los pasos 4 y 5 dos veces.

Cálculos

Recuerda que la constante de Avogadro es el número de entidades elementales en un mol. Necesitas calcular el número de moléculas de ácido esteárico (N_M) y el número de moles del mismo ácido esteárico (n) de la monocapa que formaste en el experimento.

La incógnita es:

$$N_0 = \text{número de moléculas en un mol}$$

por completo sobre la superficie del agua antes de agregar la siguiente (pretendemos formar una monocapa de moléculas). Añade el número de gotas necesarias para cubrir toda la superficie del agua, cuando la monocapa se ha formado, se ve la aparición de un lente claro. Anota el número de gotas que utilizaste.

Ésta se calcula como:

$$N_0 = \frac{\text{número de moléculas en la muestra}}{\text{número de moles en la muestra}} = \frac{N_m}{n}$$

Para obtener n en la monocapa se necesita conocer:

- Área de la monocapa, que es igual a $(\pi d^2)/4$. En el experimento que hiciste, $d =$ _____ Por tanto, el área es igual a: _____
- Área de una molécula, supón que es igual a $2.1 \times 10^{-15} \text{ cm}^2$.

Con estos datos calcula n .

Para obtener n se necesita:

- La concentración de ácido esteárico: $1.3 \times 10^{-3} \text{ g/mL}$
- La masa molar del ácido esteárico: 284 g/mol
- Número de gotas en un mililitro _____.
- Número de gotas en la monocapa _____.

Con estos datos calcula n .

¿Cuántas partículas hay en un mol?



EN LA RED:

Número de Avogadro

Apunta a la siguiente dirección electrónica:

<http://www.carlton.paschools.pa.sk.ca/chemical/mole-mass/>

Allí encontrarás información sobre masas molares, pesos atómicos, la hipótesis y el número de Avogadro. Busca allí los aspectos históricos de la determinación de N_0 y escribe un pequeño ensayo de una cuartilla.

REACCIÓN QUÍMICA

Esta sección se hizo con la colaboración de Gisela Hernández Millán.

Cuando miramos a nuestro alrededor, observamos un gran número de materiales diferentes: cosméticos, jabones, tintes, telas sintéticas, plásticos, cerámicas, pinturas, aditivos para alimentos, insecticidas, fertilizantes, desinfectantes, disolventes, medicamentos, pegamentos y muchas cosas más. Para obtener la gran mayoría de estos productos, han sido necesarios un sinnúmero de procesos que involucran transformaciones de unas sustancias en otras, esto es, de **reacciones químicas**. (Ver figura 5.13).

**Figura 5.13**

A tu alrededor existen innumerables productos, obtenidos mediante reacciones químicas.

Las reacciones químicas suceden espontáneamente en el mundo que nos rodea; ejemplos son las que ocurren al encender un cerillo, al oxidarse un metal, al revelar un rollo fotográfico, al procesar los alimentos, cuando en la atmósfera se combinan los óxidos del nitrógeno o del azufre con el agua, cuando sobre las fachadas de los edificios cae la lluvia ácida, etcétera. Pero ¿qué es una reacción química? (Ver figura 5.14)

Por ahora introduciremos una definición observacional: ocurre una reacción química cuando unas sustancias iniciales (reactivos) se transforman en otras (productos) que tienen diferentes propiedades físicas y químicas.

Ley de conservación de la materia

En toda reacción química, la masa total presente antes y después del cambio es la misma.

Esto parece contradecir algunas observaciones que realizamos de manera cotidiana. Por ejemplo, al encender una vela observamos que la cantidad de cera disminuye poco a poco, hasta que desaparece completamente. Parece que ahí se han llevado a cabo una serie de reacciones químicas. ¿Qué ha sucedido con la masa de la vela? ¿Ha disminuido o sólo se ha transformado en sustancias volátiles que logran desprenderse como humo?

Si dejamos a la intemperie una lámina de hierro, al cabo de mucho tiempo se observa que se ha transformado y tiene un polvo café-rojizo encima. ¿Se destruyó la lámina o simplemente reaccionó con el oxígeno del aire para convertirse en óxido de hierro?

Si las reacciones que se acaban de describir se realizan en un sistema cerrado —sin permitir el intercambio de energía ni de materia con los alrededores— el sistema pesaría lo mismo antes y después de la reacción. Antoine Laurent Lavoisier realizó un sinnúmero de reacciones químicas en un sistema cerrado, pesando muy cuidadosamente antes y después de la reacción, comprobando que en una reacción química la masa se conserva.

**Figura 5.14**

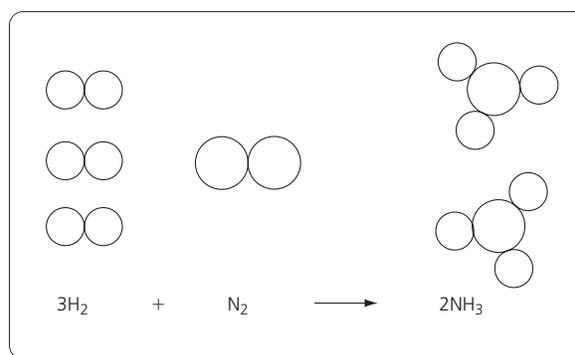
Encender un cerillo implica un buen número de reacciones químicas.

LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA: En una reacción química la masa se conserva.
Antoine Laurent Lavoisier

Si se piensa en una reacción química como un reacomodo de átomos a nivel molecular, es fácil entender la ley de conservación de la materia, pues las partículas individuales no se transforman unas en otras, sino que sólo cambia la forma en la que están asociadas (ver figura 5.15).

Figura 5.15

En este diagrama se puede observar que en una reacción química, no cambia el número de átomos que participan.



Ecuaciones químicas

Una reacción química real se representa por medio de una **ecuación química**. También utilizamos ecuaciones químicas para hablar de reacciones hipotéticas, aunque nunca se lleven a cabo. Pero esto lo abordaremos un poco más adelante.

Por el momento veamos el significado de una ecuación química como representación de un proceso real en que ocurre un cambio químico, es decir, uno en que aparecen nuevas sustancias con diferentes propiedades físicas y químicas a las de los reactivos. Una ecuación química nos da mucha información acerca de una reacción, aunque solamente sea una representación de la misma, es decir, un modelo de lo que en realidad está pasando.

Pensemos en el proceso de la figura 5.16, en la que se calcina la piedra caliza (esencialmente carbonato de calcio) para dar la llamada “cal viva” (óxido de calcio) y gas carbónico (dióxido de carbono).

Como la piedra caliza y la cal viva son sólidos blancos, sólo alcanzamos a percibir la salida del dióxido de carbono por la pérdida de peso del producto sólido frente a la del reactivo o mediante algunos otros métodos químicos de detección.



Figura 5.16

Éste es el proceso real de calcinación del carbonato de calcio. Se trata del calentamiento con mechero del polvo blanco de la figura, que está sobre una cama de arena. Una calcinación es una reacción inducida por el calor, en la que el peso del producto es menor que el del reactivo. La foto ayuda poco a apreciar la ocurrencia de una verdadera reacción química, pero una balanza nos la puede confirmar.

La palabra “calcinar”, actualmente empleada para designar un proceso exhaustivo de aplicación de calor a alguna sustancia mineral para desprender sustancias volátiles, tiene su origen en una de las reacciones químicas más antiguas realizadas por la humanidad: la transformación de un recurso natural, la piedra caliza (que en latín se llama *calx*, de donde viene la palabra “calcio”) mediante calor, para obtener cal viva u óxido de calcio, utilizado como material de construcción desde la antigüedad hasta nuestros días.

La química ha desarrollado todo un lenguaje de representación de este proceso real. Utiliza para ello las fórmulas químicas de las sustancias puras (como si lo fueran realmente), símbolos como la adición (+), a efecto de expresar la participación de varias sustancias, o la ocurrencia de reacción con una flecha (\Rightarrow). La tabla 5.4 agrega algunos de los símbolos más empleados.

Tabla 5.4

Símbolos usados en una ecuación química.

Símbolo	Significado
+	Se usa entre dos fórmulas para indicar la presencia de varios reactivos o de varios productos.
\Rightarrow	Se llama "flecha de reacción" y separa los reactivos de los productos. Indica que la combinación de los reactivos "produce"...
\Leftrightarrow	La doble flecha indica que la reacción puede ocurrir en ambas direcciones.
\Downarrow	La flecha hacia abajo indica la formación de un precipitado que cae por gravedad al fondo del vaso de reacción.
\Uparrow	La flecha hacia arriba indica que se desprende un gas, es equivalente a usar (g).
(s)	La letra (s) se utiliza para indicar que la sustancia se encuentra en estado sólido.
(l)	La letra (l) indica que la sustancia se encuentra en estado líquido.
(g)	La letra (g) indica que la sustancia se encuentra en estado gaseoso.
(ac)	Las letras (ac) indican que la sustancia se encuentra en disolución acuosa
$\xrightarrow{\Delta \text{ calor}}$	La flecha con una delta o la palabra calor encima indica que la reacción requiere energía térmica para llevarse a cabo.
$\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4}$	La flecha con la fórmula de alguna sustancia en la parte superior indica que se requiere de la misma para que la reacción se lleve a cabo.

Analícemos la siguiente ecuación, que se propone representar al proceso de calcinación de la figura 5.16:

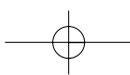


Estas letras con números y símbolos constituyen una ecuación, la que pretende expresar toda la riqueza del proceso real de calcinación: el carbonato de calcio, sólido, en presencia de calor, se descompone en óxido de calcio, también sólido, y dióxido de carbono, gaseoso.

Pero hay algo más que eso en la ecuación química escrita. Si pensamos en cada fórmula como un agregado de átomos, notamos que del lado izquierdo existe un átomo de calcio, uno de carbono y tres de oxígeno, agrupados en un solo compuesto. Del lado derecho contamos con la misma cantidad de átomos de cada elemento (el número total de átomos se ha conservado), pero ahora éstos se han agrupado en dos compuestos diferentes: uno que sólo tiene uno de calcio y uno de oxígeno, y el otro con un átomo de carbono por cada dos de oxígeno.

Así, una ecuación química contiene algo más que la descripción de los compuestos participantes, habla también de la proporción de cada elemento presente en ellos y muestra la conservación de la materia, a través de la igualdad en el número de átomos a ambos lados de la flecha (de ahí el nombre de "ecuación").

Podemos ver más allá de fórmulas individuales en una ecuación química. La ecuación escrita también puede leerse de la siguiente manera: "1 mol de carbonato de calcio se descompone con el calor para producir 1 mol de óxido de calcio y 1 mol de dióxido de carbono". Así, la ecuación expresa la manera en que se reordena el mol de átomos de calcio, el mol de átomos de carbono y los tres moles de átomos de oxígeno presentes en el carbonato de calcio una vez realizado el calentamiento.



172 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

Así, una ecuación química nos informa acerca de las proporciones en las que cierta cantidad de sustancia en los reactivos se combina para formar otras cantidades de sustancia de productos. Con lo adelantado en la sección anterior, la ecuación química nos conduce también a las masas de reactivos y productos presentes. Para ello es necesario leer la ecuación de la siguiente manera: “una unidad de cantidad de sustancia de carbonato de calcio produce una unidad de cantidad de sustancia de óxido de calcio y una unidad de cantidad de sustancia de dióxido de carbono”. Con ayuda de la tabla periódica procedemos a calcular las tres masas molares:

$$M_{\text{CaCO}_3} = M_{\text{Ca}} + M_{\text{C}} + 3M_{\text{O}} = 40 + 12 + 3(16) = 100 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{CaO}} = M_{\text{Ca}} + M_{\text{O}} = 40 + 16 = 56 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{CO}_2} = M_{\text{C}} + 2M_{\text{O}} = 12 + 2(16) = 44 \text{ g/mol}$$

De esta manera, la ecuación nos dice también que 100 gramos de carbonato de calcio se descomponen para producir 56 gramos de óxido de calcio y 44 g de dióxido de carbono. Resulta evidente ahora la ley de conservación de la masa en la reacción de descomposición.

Todas estas lecturas son deducibles de una ecuación química. Hay mucha información en una ecuación química, como ves.

Manifestaciones de qué ocurre en una reacción química

Cuando ocurre una reacción química, se observan alguno o algunos de los siguientes cambios:

Cambio de color

Cuando se deja a la intemperie algún utensilio de plata, al cabo de algún tiempo hay un cambio de coloración: el brillo característico de la plata se transforma en una coloración parda. Esto se debe a que ha ocurrido una reacción entre el metal y los óxidos de azufre que se encuentran en el ambiente.

Al cocinar un pastel, hay un cambio de coloración debido a las reacciones que ocurren en los ingredientes al ser horneados.

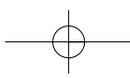
Los metales que se dejan expuestos a la intemperie, sufren un cambio de coloración al formarse en su superficie un óxido, producto de la reacción entre el metal y el oxígeno del aire.

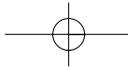
Cuando se agrega limón al té negro, hay un cambio de coloración debido a una reacción entre el ácido cítrico del limón y las sustancias contenidas en el té.

Cambio de energía.

Un cambio de energía puede ser percibido al quemar un pedazo de madera. Esta reacción es exotérmica, esto es, desprende energía en forma de calor al llevarse a cabo. También existen las reacciones endotérmicas, como la de calcinación del carbonato de calcio, que son las que requieren calor para suceder, esto es, el proceso de la reacción toma calor de sus alrededores o se le suministra éste artificialmente.

En el laboratorio nos dicen “nunca des de beber agua a un ácido”, la reacción es altamente exotérmica, así que el agua hierve instantáneamente al caer encima del ácido y el fenómeno produce que la disolución ácida nos salpique. ¡Cuidado, no te vayas a quemar!




174 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

Intenta generalizar tus observaciones mediante enunciados del tipo:

“Todas las sales de \times catión son solubles”.

“Todas las sales de \times anión son solubles”.

“Las sales de \times anión son solubles para los cationes y y z e insolubles para los demás”.

“Las sales de \times anión son solubles para todos los cationes excepto _____”.

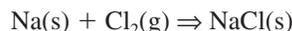
Hemos colocado en el Apéndice 3 del libro un resumen de las reglas de solubilidad que se obtienen en ejercicios como el de este DESCÚBRELO TÚ.

Balanceo de ecuaciones

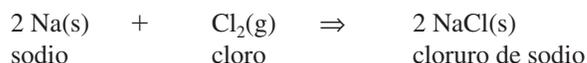
Una ecuación química proporciona información cuantitativa cuando está balanceada, esto es, cuando en el lado derecho de la ecuación existe el mismo número de átomos de cada elemento que en el lado izquierdo, lo cual es consistente con la ley de conservación de la masa.

En algunas ocasiones, al escribir las fórmulas para los productos y reactivos la ecuación queda balanceada. Un ejemplo es el de la descomposición térmica de la piedra caliza, como ya vimos:

Veamos ahora la reacción del sodio con el cloro para producir cloruro de sodio, representada por la siguiente reacción:



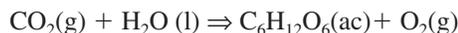
Esta reacción no está balanceada, debido a que del lado izquierdo de la misma hay un átomo de sodio y dos de cloro mientras que del lado derecho existen un átomo de sodio y únicamente uno de cloro. Escrita de esta forma no se trata de una ecuación, pues no obedece la ley de conservación de la masa. Para remediar el asunto, la ecuación se escribe antecediendo algunas fórmulas por coeficientes que logren un “balance” en el número de átomos de cada lado de la ecuación. En este caso es evidente que basta incorporar un coeficiente dos al sodio y otro dos al cloruro de sodio:



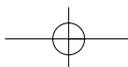
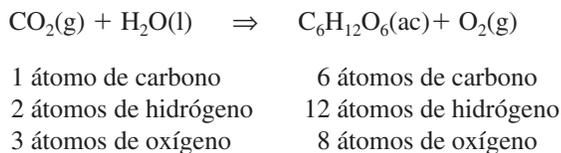
Necesitamos *dos* moles de átomos de sodio metálico para reaccionar con un mol de moléculas de cloro para obtener dos moles de fórmulas de cloruro de sodio.

Para balancear una ecuación química se puede seguir una serie de reglas muy generales, las cuales se listan a continuación con el ejemplo de una reacción común en el reino vegetal, la transformación de dióxido de carbono y agua para obtener glucosa más oxígeno:

1. Escribir correctamente las fórmulas tanto de reactivos como de productos incluyendo el estado de agregación en el que se encuentran

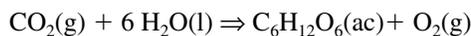


2. Contar los átomos de cada elemento presentes en cada lado de la flecha de reacción



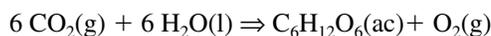
3. Tratar de balancear el átomo o ion más abundante, pero que se encuentre sólo en un reactivo y un producto, encontrando además el mínimo común múltiplo entre los coeficientes obtenidos.

Probemos con el hidrógeno. Si escribimos un 6 como coeficiente del agua, el hidrógeno queda balanceado, con doce átomos a cada lado.

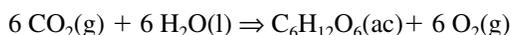


4. Repetir el paso anterior con cada uno de los siguientes átomos.

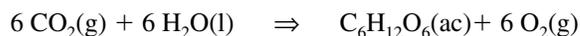
Para balancear el carbón, basta añadir un 6 como coeficiente del dióxido de carbono.



Finalmente, el oxígeno se balancea agregando un 6 a la molécula de oxígeno.



5. Revisar al final que todos los átomos estén balanceados, es decir que exista el mismo número de ellos de cada lado.



6 átomos de carbono 6 átomos de carbono

12 átomos de hidrógeno 12 átomos de hidrógeno

18 átomos de oxígeno 18 átomos de oxígeno

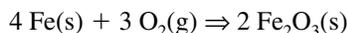
Tipos de reacciones

Existen diversos tipos de reacciones químicas. Las reacciones que ocurren cuando se quema un papel son muy distintas a las que suceden al limpiar plata con un líquido especial para que recupere su brillantez; la oxidación de un metal por efecto de agua salada es diferente a las reacciones que ocurren en un acumulador; en fin, hacia donde miremos vemos reacciones químicas, todas con ciertas características que nos sugieren la posibilidad de clasificarlas.

Reacciones de síntesis

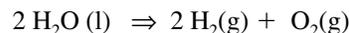
Cuando dos o más sustancias se combinan para formar un solo compuesto, se dice que tiene lugar una reacción de síntesis.

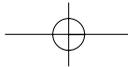
Dentro de las reacciones de síntesis o de “simple combinación” tenemos por ejemplo la oxidación del hierro, que involucra dos elementos que reaccionan para formar un solo compuesto. Su ecuación química sería:



Reacciones de descomposición

La reacción de descomposición se da cuando una sustancia produce dos o más sustancias más simples. Dentro de esta clasificación encontramos la descomposición de una sustancia en sus elementos, como la electrólisis del agua:





176 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

Los ácidos, formados por la unión de un óxido de no-metal y agua reaccionan y al calentarlos se separan en sus compuestos de origen:



El hidróxido de calcio se descompone por calentamiento en cal viva (óxido de calcio) y agua:



Otro ejemplo de una reacción de descomposición es el calentamiento del clorato de potasio:



Reacciones de desplazamiento simple

Una reacción en la cual un elemento toma el lugar de otro en un compuesto se llama reacción de desplazamiento simple.

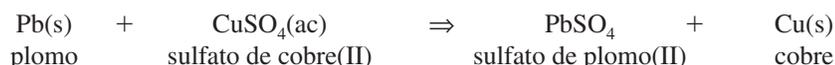
Por ejemplo, al mezclar un ácido fuerte con el zinc se sustituyen por zinc los hidrógenos del ácido, y se libera hidrógeno gaseoso.



Se puede sustituir un halógeno por otro, como en la siguiente reacción:



O un metal por otro que se encuentra combinado en una sal:



Reacciones de doble desplazamiento

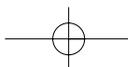
Las reacciones de doble desplazamiento se llevan a cabo por lo general entre dos compuestos iónicos disueltos en agua, donde cada uno de los cationes intercambia posición con el otro. Comúnmente este tipo de reacciones se hacen evidentes por la formación de una sal insoluble o precipitado.



Tabla 5.5

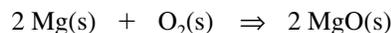
Resumen. Diversos tipos de reacciones

Tipo de reacción	Forma general	Explicación
De síntesis	$A + B \Rightarrow AB$	Dos o más sustancias simples se combinan para dar una más compleja.
De descomposición	$AB \Rightarrow A + B$	Una sustancia se descompone en dos o más sustancias más simples.
De desplazamiento simple	$A + BC \Rightarrow AB + C$	Un elemento reemplaza a otro en un compuesto.
De doble desplazamiento	$AB + CD \Rightarrow AD + BC$	Se lleva a cabo entre dos sustancias iónicas que intercambian sus iones.



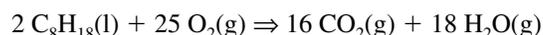
Reacciones de combustión

Son las reacciones de combinación con el oxígeno que liberan energía térmica y luminosa. Por ejemplo, algunos metales, como el sodio o el magnesio, reaccionan de esta manera.



También ocurre una combustión al quemar una vela y en el motor de los automóviles, al quemarse la gasolina. Estas últimas son reacciones de combustión de hidrocarburos con oxígeno, en la que los productos de la reacción son dióxido de carbono y agua.

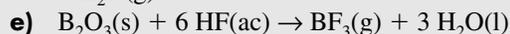
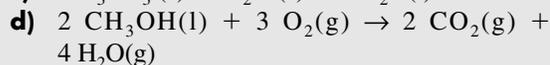
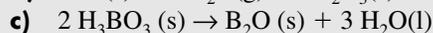
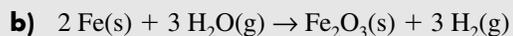
Por ejemplo, para la combustión del octano, uno de los principales componentes de la gasolina, la siguiente ecuación representa la reacción si la combustión fuera completa:



TE TOCA A TI:

Clasifica las siguientes reacciones

Clasifica a las siguientes reacciones como de síntesis, de descomposición, de desplazamiento simple, de doble desplazamiento o de combustión.



DESCÚBRELO TÚ:

Tipos de reacciones

Clasifica a cada una de las siguientes reacciones en alguno de los tipos descritos en la sección anterior

Vas a llevar a cabo cuatro reacciones, cada una de un tipo distinto. Para cada caso, lo que tienes que hacer es:

- Lleva a cabo la reacción según las instrucciones.
- Anota qué cambios observaste que te permitieron estar seguro de que ocurrió una reacción.
- Escribe completa y balanceada la ecuación correspondiente.
- Clasifica a la reacción, para lo cual necesitas explicar, según sea el caso, ¿qué se descompuso en qué?, ¿qué desplazó a qué?, ¿qué se sintetizó a partir de qué?, etcétera.

Reacción 1

Material

- Un trozo de lámina de cobre
- Un trozo de alambre de cobre

- Un matraz Erlenmeyer de 250mL, perfectamente limpio y seco, con un tapón de hule
- Aproximadamente 0.05g de yodo
- Mechero con manguera
- Tripié con tela de asbesto

Procedimiento

Coloca el yodo en el matraz Erlenmeyer.

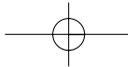
Pule, lava y seca la lámina de cobre y átalala con el alambre de cobre. Introduce la lámina al matraz sujetando el alambre al colocar el tapón, de manera que la lámina quede suspendida.

Calienta el matraz suavemente por dos minutos y deja enfriar durante otros dos minutos.

PENDIENTE

Figura 5.18

Arreglo experimental para la primera reacción.



178 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

Observa la lámina y anota los cambios que se aprecien a simple vista.

Escribe, completa y balancea, la ecuación de la reacción que piensas que se ha llevado a cabo.

Clasifica a la reacción y explica.

Nota: En el próximo capítulo realizarás una extensión de este experimento con lo que podrás definir con toda certeza el producto de esta reacción.

Reacción 2

Material

- Aproximadamente 0.5 g Ni(OH)_2
- Un vaso de precipitados
- Un vidrio de reloj que cubra el vaso
- Mechero con manguera
- Tripié con tela de asbesto

Procedimiento

Coloca el Ni(OH)_2 en el vaso de precipitados y, cubierto con el vidrio de reloj, caliéntalo con el mechero por unos minutos.

Si reconoces a la sustancia que se deposita sobre el vidrio de reloj, lo cual no es muy difícil, podrás plantear la ecuación de la reacción que se lleva a cabo y clasificarla.

Reacción 3

Material

- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en 20 mL de agua
- Zn metálico
- un vaso de precipitados
- balanza

Procedimiento

Pesa aproximadamente 0.5 g de zinc. Calcula cuántos moles de átomos de cinc hay en tu muestra.

Calcula cuántos gramos pesa esa misma cantidad de moles de sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), pésalos y disuélvelos en 50 mL de agua.

Agrega el Zn(s) a la disolución de CuSO_4 y agita ligeramente.

Observa el contenido del vaso y anota todos los cambios que se aprecien a simple vista.

Escribe, completa y balancea la ecuación de la reacción que piensas que se ha llevado a cabo.

Clasifica a la reacción y explica.

Reacción 4

Materiales

- 0.5 g de $\text{Pb(NO}_3)_2$
- 0.5 g de KI
- un mortero con pistilo
- un vaso de precipitados

Procedimiento

Coloca los dos sólidos en el mortero y mézclalos perfectamente, triturándolos con el pistilo.

Observa el contenido del mortero y anota todos los cambios que se aprecien a simple vista.

Intenta disolver en agua la mezcla de reacción.

Anota tus observaciones.

Escribe, completa y balancea la ecuación de la reacción que piensas que se ha llevado a cabo.

Clasifica a la reacción y explica.

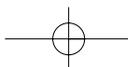
Otros tipos de reacciones

Hasta aquí hemos utilizado un criterio de clasificación que define solamente cinco tipos de reacciones —de síntesis, de descomposición, de desplazamiento simple, de doble desplazamiento y de combustión.

Sin embargo, es común hablar de reacciones ácido-base, de reacciones de óxido-reducción y de reacciones de complejación, por dar sólo algunos ejemplos. Estos otros tipos de reacciones no son ajenos a los recién definidos, sino una manera distinta de catalogar a las reacciones, y como veremos un poco más adelante, una misma reacción puede ser tanto de síntesis como de óxido-reducción, o bien, de doble desplazamiento y de complejación al mismo tiempo.

Reacciones ácido-base

Desde la antigüedad se clasificó a un tipo de sustancias como ácidos y a otro como bases o álcalis. La palabra ácido viene del latín *acidus*, que significa agrio y era el nombre que se le daba al vinagre. La palabra álcali viene del árabe *al-qaliy* que significa “cenizas de



plantas”, ya que calcinando plantas se obtiene como residuo carbonato de potasio, que es una sustancia básica.

Se puede describir cualitativamente a los ácidos diciendo que tienen sabor agrio y que cambian el tornasol de azul a rojo. Reaccionan con algunos metales como el hierro, el magnesio y el zinc, produciendo hidrógeno gaseoso y provocan la descomposición de los carbonatos y bicarbonatos, liberando dióxido de carbono.

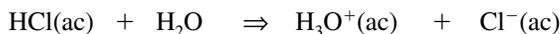
Por su parte, las bases o álcalis tienen sabor amargo y cambian el tornasol de rojo a azul. Al contacto con la piel, las bases se sienten jabonosas.

Y tal vez lo más importante, al poner en contacto un ácido con una base, las propiedades características de cada una de ellas se pierden, diciéndose que se *neutralizan*.

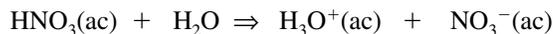
Vamos a dedicar todo un capítulo posterior (el capítulo 16) a las reacciones ácido base, no obstante vamos a utilizar un corto espacio a presentarlas por primera vez aquí.

En la actualidad, la definición más utilizada de ácidos y bases es la que propuso Johannes Brønsted en 1923, que se aplica principalmente a las disoluciones acuosas, y que dice que un ácido es un *donador de iones hidrógeno o protones*, mientras que una base es un *aceptor de protones*.

Veamos los siguientes ejemplos: [donde (ac) indica que la especie se encuentra disuelta en agua]:



Aquí, la molécula de HCl al reaccionar con el agua, cede a ésta un protón, dando lugar a la formación de un ion hidronio, H_3O^+ ; lo mismo sucede con el ácido nítrico:

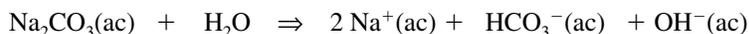


En estos dos casos el agua está aceptando un protón, lo que de acuerdo con la definición de Brønsted, la clasifica como una base.

Más ejemplos:



Nota ahora que la molécula de amoníaco se comportó como una base, ya que aceptó un protón proveniente de una molécula de agua. Pero también es muy importante notar que en esta reacción, de acuerdo a la definición, el agua es un ácido; algo semejante sucede con los carbonatos:



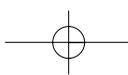
Podemos decir que cuando un ácido de Brønsted reacciona con el agua, le transfiere a ésta un protón, formando H_3O^+ .

Y de manera análoga, cuando una base de Brønsted reacciona con el agua, es esta última la que cede un protón a la base, originándose un ion OH^- .

En ambos casos, podemos decir que se trata de una reacción de transferencia de protones.

El agua es una sustancia anfotérica, que puede presentar comportamiento como ácido o como base, según la naturaleza de la especie química con la que reaccione.

Entonces, al reaccionar un ácido con agua se producen iones H_3O^+ (hidronio), mientras que cuando reacciona con ella una base, se producen iones OH^- (hidroxilo), la reac-

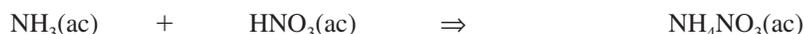
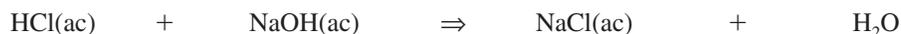


180 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

ción de un ácido con una base, produce agua, como podemos ver en la siguiente reacción:



que nos ayuda a comprender por qué decimos que las bases y los ácidos se neutralizan. Las siguientes son reacciones de neutralización, en las que a partir de un ácido y una base, se obtiene una sal y también agua, en el primer caso.



Es posible reconocer en las reacciones ácido-base, algunos de los tipos de reacciones presentados en la sección anterior, por ejemplo, la reacción entre el HCl y el NaOH puede clasificarse como de doble desplazamiento, mientras que la de amoníaco con ácido nítrico es también una reacción de síntesis.

DESCÚBRELO TÚ: Indicadores ácido-base

¿Qué productos caseros son ácidos y cuáles son alcalinos?

Material

- Disolución de indicador universal en frasco gotero.
- Disoluciones de HCl y NaOH (de la misma concentración).
- Disoluciones de prueba: detergente, blanqueador, sal de mesa, bicarbonato de sodio, jugo de limón, vinagre, shampoo, refresco embotellado sabor limón (para que no tenga color).
- Tubos de ensayo y gradilla.

Procedimiento

Coloca un poco de disolución de HCl en un tubo de ensayo y un poco de disolución de NaOH en otro tubo.

Agrégle a cada tubo una o dos gotas de disolución de fenolftaleína. Anota la coloración adquirida por cada una de las dos disoluciones.

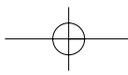
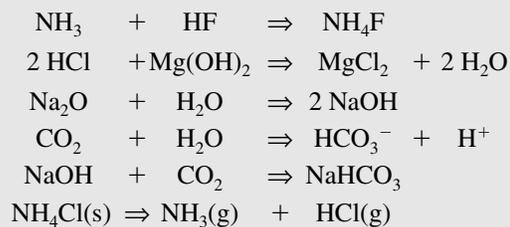
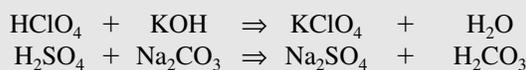
Coloca en tubos de ensayo un poco de las disoluciones de prueba, y mediante la adición del indicador, clasifícalas como ácidos o bases. Tomando como referencia los colores obtenidos para HCl y NaOH, ordena a las disoluciones de prueba de la más ácida a la más alcalina.

¿Qué productos caseros son ácidos y cuáles son alcalinos?



TE TOCA A TI: Reacciones ácido-base

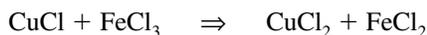
Identifica en las siguientes reacciones, a los ácidos, a las bases y a las sales en los reactivos y en los productos. También clasifica a las reacciones como de síntesis, descomposición o doble desplazamiento.



Reacciones de óxido-reducción

Las reacciones de óxido-reducción son aquellas en las que cambia el número de oxidación de por lo menos dos átomos de los que participan en la reacción. Antes de dejar formalmente claro lo que significa “número de oxidación”, vamos a ver un ejemplo.

Al observar la siguiente ecuación química

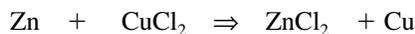


notamos que en los reactivos, cada átomo de cobre se encuentra combinado con un ion cloruro, mientras que en los productos, hay dos iones cloruro combinados con cada átomo de cobre. Recordando que el ion cloruro tiene una carga uninegativa (ver la sección del capítulo 4: HERRAMIENTA: Valencia de los elementos más comunes pág. 113), para tener neutralidad eléctrica es necesario que el cobre en los reactivos tenga una carga positiva, mientras que en los productos debe tener dos cargas positivas. Es decir, el número de oxidación del Cu pasó de +1 a +2.

Analicemos lo que sucede con el hierro. A partir del número de iones cloruro con los que se encuentra combinado en los reactivos y en los productos, vemos que el número de oxidación del hierro pasó de +3 a +2.

Decimos que un elemento se **oxida** cuando aumenta su número de oxidación y que un elemento se **reduce** cuando su número de oxidación disminuye.

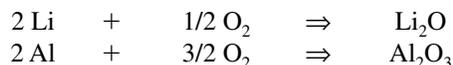
Luego el cobre se oxida en la reacción anterior, y el hierro se reduce.
En la siguiente reacción



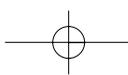
el zinc, que se encontraba en estado elemental (le corresponde un número de oxidación de cero), terminó combinado con dos cloruros. Esto es consistente con proponer que el zinc adquirió dos cargas positivas, mediante la pérdida de dos electrones, haciendo que su estado de oxidación pasara de 0 (cero) a +2. Al mismo tiempo, el cobre, que tenía estado de oxidación +2, pues estaba combinado con dos cloruros, terminó en estado elemental. En este caso podemos decir que el ion cobre ganó dos electrones al convertirse en cobre metálico. El cobre es el átomo que se redujo y el zinc se oxidó.

El elemento que se oxida, y cuyo **número** de oxidación aumenta, pierde electrones.
El elemento que se reduce, y cuyo **número** de oxidación disminuye, gana electrones.

El término oxidación tiene un origen histórico, ya que originalmente se refería estrictamente a la reacción de oxígeno con cualquier sustancia. Por ejemplo, los metales reaccionan con el oxígeno para dar óxidos, por ejemplo:



Efectivamente en estas dos reacciones vemos que el metal, al combinarse con el oxígeno, aumenta su número de oxidación, se oxida, mientras que el oxígeno, al pasar de su forma elemental a la de ion óxido, su número de oxidación va de 0 (cero) a -2 y se reduce. Así, el litio en la primera reacción paso de un número de oxidación de 0 a +1, pues dos litios se encuentran combinados con un óxido que tiene una carga de -2. Similarmente, el aluminio en la segunda reacción pasa de un número de oxidación de 0 a +3, para que dos aluminios con +3 estén combinados con tres óxidos con -2, cada uno.



182 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

Puede también decirse que en estas reacciones el metal perdió electrones y el oxígeno los ganó. La reacción de los metales con el oxígeno elemental es efectivamente una oxidación de acuerdo con los conceptos actuales, pero lo que sabemos hoy en día es que para que haya una oxidación no es necesaria la participación del oxígeno.

Si efectivamente durante este tipo de reacciones hay un elemento que pierde electrones y otro que los gana, el número de electrones que pierde el primero debe ser igual al número de electrones que gana el segundo, ya que la carga, a semejanza de la materia, no puede crearse ni destruirse.

DESCÚBRELO TÚ: Oxidación y reducción

¿Qué gas se produce en la reacción de zinc con HCl?

¿En la de sodio con agua?

Materiales

- zinc metálico
- sodio metálico
- disolución de HCl 0.1 M
- tubos de ensayo y gradilla

Procedimiento

Coloca en un tubo de ensayo unos mililitros de disolución de HCl y agrega una pequeña cantidad de zinc metálico. Cuando esté desprendiéndose el gas, acerca una pajilla encendida. Anota tus observaciones.

Coloca en un tubo de ensayo unos mililitros de agua y agrega CON MUCHO CUIDADO un pequeño trozo de sodio metálico. Cuando esté desprendiéndose el gas, acerca una pajilla encendida. Anota tus observaciones.

¿El comportamiento del gas que se desprende en cada uno de los tubos es el mismo?

Escribe las reacciones llevadas a cabo e identifica en los reactivos al oxidante y al reductor y en los productos a la especie oxidada y a la reducida.

¿Qué gas se produce en la reacción de zinc con HCl?

¿En la de sodio con agua?

Asignación de números de oxidación

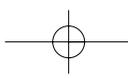
Podemos usar el siguiente conjunto de reglas para determinar los números de oxidación de un elemento en un compuesto dado:

Regla 1. El número de oxidación de un elemento puro es cero. Sea Hg, Na, O₂, F₂, etcétera, el número de oxidación siempre es cero.

Regla 2. El número de oxidación de un ion monoatómico es igual a su carga. El número de oxidación del Cu²⁺ es +2 y el de S²⁻ es -2.

Regla 3. Algunos elementos tienen el mismo número de oxidación en casi todos sus compuestos y pueden servir como referencia para determinar los números de oxidación de otros elementos en los compuestos.

- El hidrógeno tiene un número de oxidación de +1, a menos de que esté combinado con un metal en un hidruro, en cuyo caso su número de oxidación es -1.
- El flúor tiene número de oxidación de -1 en todos sus compuestos.
- El oxígeno tiene un número de oxidación de -2 en casi todos sus compuestos. En los peróxidos, compuestos en los que existe un enlace O-O, el número de oxidación del oxígeno es -1.
- En los compuestos binarios, los átomos del grupo 16 (O, S, Se, Te) tienen un número de oxidación de -2, excepto cuando están combinados con oxígeno o con halógenos.



- e) Los metales alcalinos (Li, Na, K, Rb y Cs) tienen siempre números de oxidación +1 y los alcalino-térreos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba) tienen +2.

Regla 4. La suma de los números de oxidación de los elementos en un compuesto neutro es cero; la suma de los números de oxidación para los elementos de un ion poliatómico es igual a la carga del ion.



¿CÓMO SE RESUELVE?:

Asignación de números de oxidación

Asigna números de oxidación a los elementos de los siguientes compuestos:

- a) SO_2 b) SO_3^{2-} c) KMnO_4 d) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

- a) En el SO_2 , como el número de oxidación del oxígeno es -2 , y existen dos átomos de oxígeno, la suma de los números de oxidación para los oxígenos es -4 , por lo cual el número de oxidación del azufre debe ser $+4$, para que la suma total sea cero:

$$+4 + 2(-2) = 0.$$

- b) En el SO_3^{2-} la suma de todos los números de oxidación debe valer -2 . Como tres oxígenos tienen

número de oxidación -2 , el número de oxidación del azufre debe ser $+4$, pues entonces

$$+4 + 3(-2) = -2.$$

- c) Los cuatro oxígenos tienen número de oxidación -2 , por lo que contribuyen a la suma con -8 . El potasio tiene número de oxidación $+1$, por lo cual para que la suma sea 0, el número de oxidación del manganeso debe ser $+7$. La suma es entonces

$$+1 + 7 + 4(-2) = 0$$

- d) Cada potasio tiene número de oxidación $+1$ y cada oxígeno -2 , por ello, el número de oxidación del cromo debe ser $+6$. La suma es, entonces,

$$2(+1) + 2(+6) + 7(-2) = 0.$$

Balanceo de reacciones por el método del ion electrón

En este método, la reacción global es dividida en dos medias reacciones, una para el proceso de oxidación y otra para el proceso de reducción. Las ecuaciones para las dos medias reacciones son balanceadas separadamente y después se añaden para obtener la reacción global. Observa concienzudamente los siguientes ejemplos resueltos.

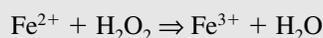


¿CÓMO SE RESUELVE?:

Balanceo por el método del ion electrón

Supon que se nos pide balancear en medio ácido la reacción que nos muestre la oxidación de Fe^{2+} a Fe^{3+} y la reducción del oxígeno del agua oxigenada, H_2O_2 , al agua, H_2O .

Paso 1. Escribe la ecuación no balanceada para la reacción, en forma iónica.



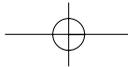
Paso 2. Separa la reacción en dos medias reacciones:



Esta última es una reacción de reducción ya que el oxígeno en el peróxido de hidrógeno tiene número de oxidación de -1 y en el agua tiene -2 .

Paso 3. Balancea los átomos diferentes a oxígeno e hidrógeno, si es necesario. En este caso los átomos de hierro están balanceados, luego no se requiere ningún balanceo.

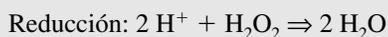
Paso 4. Para reacciones en un medio ácido (como ésta), añade H_2O para balancear los átomos de oxígeno y H^+ para balancear los átomos de hidrógeno.


184 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

En nuestro caso, la reacción de reducción requiere el balanceo de un oxígeno, por lo cual añadimos un agua a la derecha:

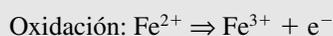


Ahora equilibramos los hidrógenos, colocando 2H^+ a la izquierda



Paso 5. Añade electrones a cada lado de las dos reacciones para balancear las cargas.

La reacción de oxidación requiere de un electrón a la derecha, de tal forma que la suma de cargas siempre sea +2.

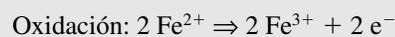


La reacción de reducción requiere dos electrones a su izquierda, de tal forma que sea neutra su carga en ambos lados:



Paso 6. Iguala el número de electrones que se transfieren en la reacción de oxidación y en la de reducción, multiplicando una o las dos medias reacciones por los coeficientes apropiados.

En este caso basta multiplicar la reacción de oxidación por 2, para que los dos electrones que entran en la reacción de reducción salgan en la de oxidación.



Paso 7. Ambas reacciones pueden ahora sumarse, cancelándose los electrones en ambas. Balancea lo que pueda restar por inspección



La reacción debe haber quedado balanceada en cada uno de sus átomos, al igual que en su carga.

Cuando el balanceo se desee llevar a cabo en medio básico, el paso 4 debe plantearse de otra manera (ver el ejemplo a continuación).

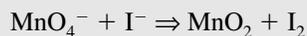


¿CÓMO SE RESUELVE?:

Balanceo en un medio básico

Escribe la ecuación balanceada para representar la oxidación del ion yoduro (I^-) por el ion permanganato (MnO_4^-) en disolución básica, para dar yodo molecular (I_2) y óxido de manganeso (IV) (MnO_2).

Paso 1. La ecuación sin balancear es



Paso 2. Las dos medias reacciones son:

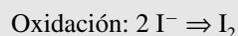


El yoduro, con número de oxidación -1 se convierte en yodo elemental, con número de oxidación cero.

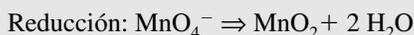


El manganeso del permanganato tiene número de oxidación $+7$ y el del óxido tiene $+4$, por eso se trata de una reducción.

Paso 3. Procedemos a balancear los átomos de yodo en la reacción de oxidación:



Paso 4. Para balancear los oxígenos en la reacción de reducción, añadimos $2 \text{H}_2\text{O}$ a la derecha

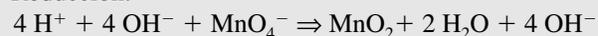


Y añadimos 4H^+ a la izquierda:



Como la reacción tiene lugar en un medio básico y hemos añadido 4H^+ añadimos ahora 4OH^- a ambos lados de la ecuación:

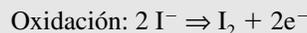
Reducción:



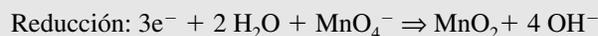
Combinando ahora los H^+ con los OH^- para formar agua y llevando a cabo la cancelación de aguas en ambos lados:



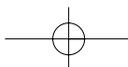
Paso 5. Añadimos 2 electrones al lado derecho de la reacción de oxidación, para que la carga sea en todo momento -2 :



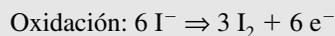
Y añadimos 3 electrones a la reacción de reducción, para que su carga sea -4 en todo momento:



Paso 6. Para igualar los electrones cedidos por la reacción de oxidación con los requeridos por la de re-



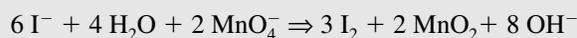
ducción, multiplicamos la primera por 3 y la segunda por 2



Reducción:



Paso 7. Podemos ahora sumar las dos reacciones, para obtener la respuesta final:



Damos una revisión y verificamos que todos los átomos y las cargas están balanceadas.

REACCIONES DE LA QUÍMICA ORGÁNICA

Esta sección se elaboró con la colaboración de Rosa Zugazagoitia Herranz.

En química orgánica existe una gran cantidad de tipos de reacción. No obstante, hay siete tipos principales de reacciones orgánicas: de adición, de eliminación, de sustitución, de condensación, de transposición, y de isomerización.

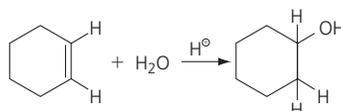
Reacciones de adición

En una reacción de adición existen dos moléculas que funcionan como reactivos, las cuales se combinan para formar un producto que contiene los átomos de ambos reactivos. En la figura 5.19 se presentan dos reacciones de adición, la hidratación (adición de agua) de un alqueno y la hidrogenación de un alqueno.

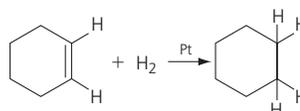
Figura 5.19

a) Hidratación de un alqueno. Observa que las dos porciones de la molécula de agua han quedado unidas a los átomos de carbono de los extremos del doble enlace. **b)** Hidrogenación catalítica de un alqueno.

a) Hidratación de un alqueno

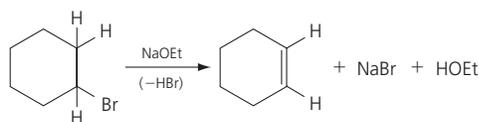


b) Hidrogenación catalítica de un alqueno

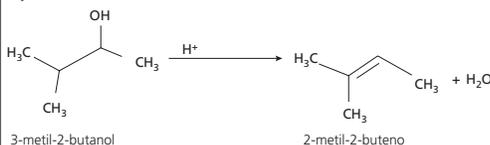


Las reacciones de adición suceden generalmente gracias a la presencia de un catalizador. Un **catalizador** se define como un reactivo que facilita la reacción, pero que no forma enlaces permanentes con el producto ni aparece en la ecuación estequiométrica. Así, la reacción de hidratación de un alqueno sólo tiene lugar a una velocidad razonable con la presencia de un ácido fuerte como catalizador, y la de hidrogenación de un alqueno si se lleva a cabo sobre una superficie metálica.

a) Deshidratación de un bromuro de alquilo



b) Deshidratación de un alcohol

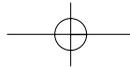


Reacciones de eliminación

Una reacción de eliminación es lo inverso de una de adición. En ella, una sola molécula compleja se divide en dos productos más sencillos. En la figura 5.20 se presenta un par de ejemplos de reacciones de eliminación.

Figura 5.20

a) Deshidrobromación (pérdida de HBr) de un bromuro de alquilo. **b)** Deshidratación de un alcohol.



Reacciones de sustitución

Son del mismo tipo que las reacciones inorgánicas. En la figura 5.21 podemos ver un desplazamiento simple y en la figura 5.22 una de doble desplazamiento.

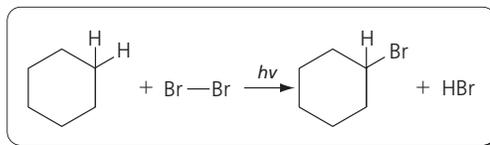


Figura 5.21
Sustitución de un hidrógeno del ciclohexano por un átomo de bromo.

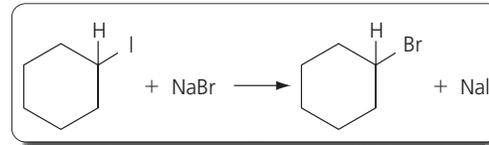


Figura 5.22
Tratamiento del yoduro de ciclohexilo con bromuro de sodio.

Reacciones de condensación

Una reacción de condensación consiste en la interacción de dos moléculas de complejidad media para formar un producto más complejo, por lo general con la pérdida de una molécula pequeña. Por ejemplo, la reacción de un ácido carboxílico con un alcohol, produce un éster y se elimina una molécula de agua (ver figura 5.23).

Reacciones de trasposición

En una reacción de trasposición el esqueleto molecular se altera, o sea, cambia el orden de unión de los átomos. Los átomos o grupos presentes en el reactivo están conectados de diferente manera en el producto. Véase la trasposición de Beckmann, en la que un metilo cambia de estar ligado a un carbono a estar ligado a un nitrógeno y un grupo OH cambia de estar ligado a un nitrógeno a convertirse en un grupo cetona ligado a un carbono. (Ver figura 5.24).

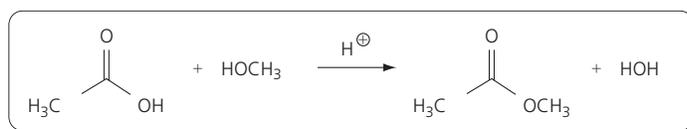


Figura 5.23
Formación de un éster a partir de un ácido carboxílico y un alcohol.

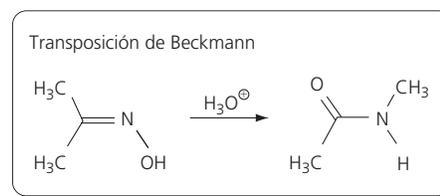


Figura 5.24
Trasposición de Beckmann.

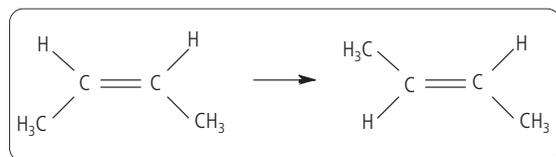
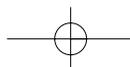
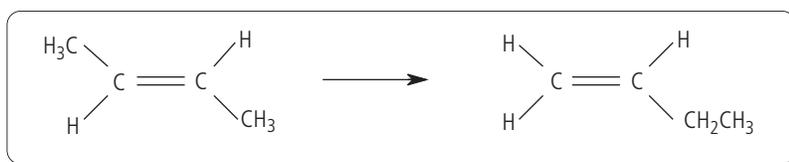


Figura 5.25
Isomerización geométrica. Del *cis*-2 buteno al *trans*-2-buteno.

Reacciones de isomerización

Es un tipo de reacción en la cual se interconvierten dos especies que tienen la misma fórmula molecular, pero diferente estructura. Existen dos tipos de isomerización, la geométrica y la de posición. En la isomerización geométrica los átomos del producto están unidos a los mismos átomos que en el reactivo, pero es diferente la disposición espacial de los enlaces que los conectan (ver figura 5.25). En la isomerización de



**Figura 5.26**

Isomerización de posición. Del *trans*-2-buteno al 1-buteno.

posición, la posición de uno o más sustituyentes o grupos funcionales o dobles enlaces en el producto difiere con respecto a la del reactivo (ver figura 5.26).



CIENCIA-TECNOLOGÍA-SOCIEDAD:

Medicamentos, a partir del petróleo

Colaboración del doctor Ángel Guzmán.

**Figura 5.27**

El doctor Ángel Guzmán, investigador del Instituto de Química de la UNAM.

Dentro del grupo de compuestos orgánicos, hay muchos que tienen una actividad farmacológica específica y que por tanto son usados como sustancias medicinales (fármacos) para aliviar las enfermedades tanto del hombre como de diversos animales.

Las primeras sustancias medicinales utilizadas con este fin fueron de origen natural, principalmente vegetal; así como ejemplo podemos citar a la morfina (analgésico), aislado de la amapola; la quinina (antipalúdico), aislado de la corteza del árbol de quina; y la emetina (antiamibiásico), aislado de la raíz de la ipecacuana. (Ver figura 5.28).

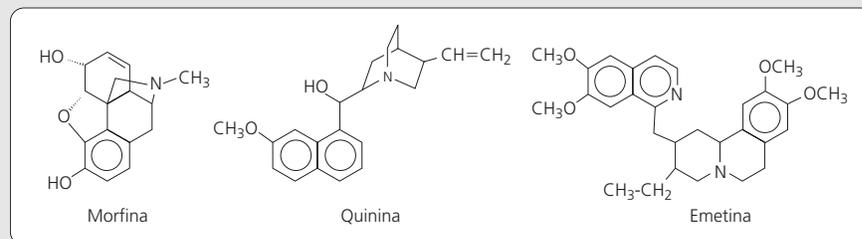
El estudio de estas sustancias fue el punto de partida para imitarlas químicamente y por medio de los métodos de síntesis química prepararlas sintéticamente.

Antes de 1914 la manufactura de fármacos sintéticos estaba prácticamente en manos de los alemanes; desde entonces, muchos otros países han progresado en esta área y en la actualidad la carrera por obtener compuestos medicinales por medio de síntesis es muy competitiva.

El punto de partida para la obtención de fármacos sintéticos es la determinación de la estructura química de las sustancias naturales farmacológicamente activas; con este conocimiento se efectúa la síntesis de estos compuestos, con lo cual se obtienen cantidades mayores que aquellas que proporcionan las fuentes naturales y se hace un estudio más detallado de su actividad biológica. Posteriormente, ya que se tiene una ruta sintética, se hacen modificaciones estructurales hasta obtener compuestos con propiedades farmacológicas mejores que las de los productos naturales.

Para llevar a cabo la síntesis de fármacos se requieren materias primas muy diversas, y una de las fuentes más abundantes es el petróleo.

Con anterioridad, ya se estudió que el petróleo es una fuente abundante de hidrocarburos de cadena abierta, pero también contiene cantidades variables de

**Figura 5.28**

Fórmulas de la morfina, la quinina y la emetina.

188 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

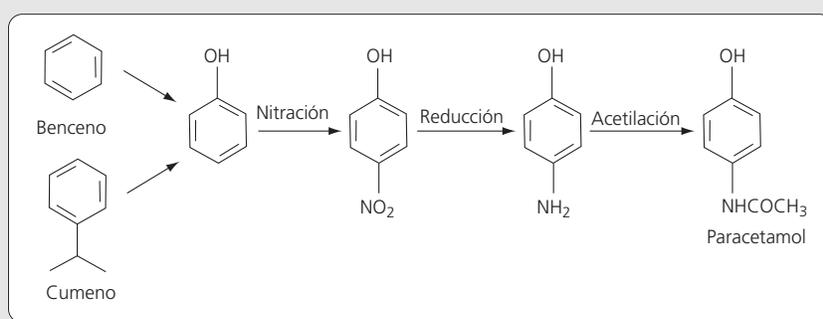


Figura 5.29
Síntesis del paracetamol.

cicloparafinas o naftenos y una gran variedad de compuestos aromáticos, como son benceno, tolueno, cumeno, etc., todos estos compuestos son estratégicos para la industria química en general y para la industria farmacéutica en particular, ya que a partir de ellos se sintetizan un gran número de sustancias medicinales.

Así, por ejemplo el analgésico conocido como paracetamol (Tylenol), se sintetiza partiendo de benceno, el cual se transforma en fenol; de la misma manera, esta sustancia puede sintetizarse a partir de cumeno; una vez obtenido el fenol, éste se nitrifica y el correspondiente para-nitrofenol se reduce y se acetila para dar el paracetamidofenol, conocido como paracetamol o acetaminofen. Esta sustancia se usa como analgésico para combatir dolores de cabeza, dolores de los músculos y las articulaciones y, en general, dolores menores. (Ver figura 5.29).

Otro compuesto farmacéutico de importancia es la lidocaína (xilocaína). Este compuesto pertenece al grupo de fármacos llamados anestésicos locales, que son aquellos que producen una condición de anestesia alrededor del sitio de aplicación. La lidocaína tiene un uso muy amplio como anestésico dental y en cirugía bucal.

La síntesis de esta sustancia parte del meta-xileno, otra sustancia que se puede obtener a partir del petróleo. El meta-xileno se somete a nitración, obteniéndose entre otros compuestos el 2-nitro, 1, 3-dimetil benceno; la reducción de este compuesto produce la 2, 6-dimetil anilina, la cual se acetila con el cloruro de 2-cloroacetilo y el compuesto resultante se hace reaccionar con dietil amina, para de esta manera obtener la lidocaína.

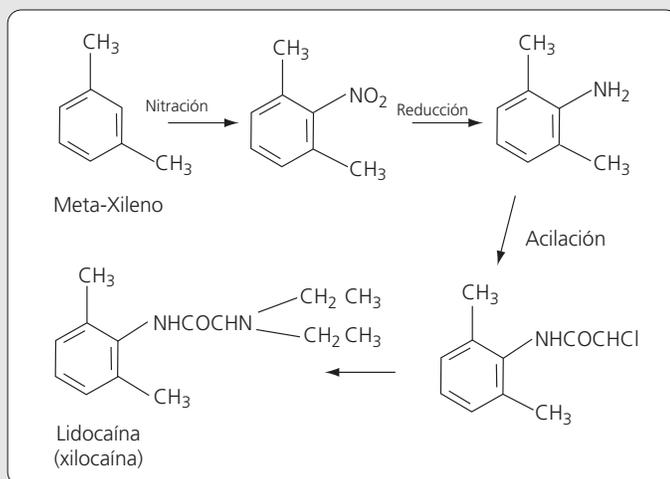


Figura 5.30
Síntesis de la lidocaína.

DESCÚBRELO TÚ: Nitración y reducción

En los dos procesos industriales mostrados para la obtención tanto de paracetamol como de lidocaína existe una reacción de nitración y una donde el grupo nitro se reduce a un grupo amino. En esta ocasión no te vamos a pedir que hagas las reacciones, pero sí vas a saber cómo se llevan a cabo.

Nitración: En la nitración del benceno con ácido nítrico participa el ion nitronio $^+\text{NO}_2$. Este ion se genera a partir del ácido nítrico por tratamiento con ácido sulfúrico; la protonación va seguida de la pérdida de agua (ver figura 5.31).

El ion nitronio reacciona con el benceno formando el nitrobenzono de figura 5.32.

Reducción: Un grupo nitro ($-\text{NO}_2$) se reduce al grupo amino correspondiente ($-\text{NH}_2$) por el tratamiento con un metal reductor, como estaño o zinc, en presencia de ácido. Se emplea bicarbonato de sodio para neutralizar el ácido de la primera etapa. Estas dos etapas muestran la ruta hacia la anilina (ver figura 5.33)

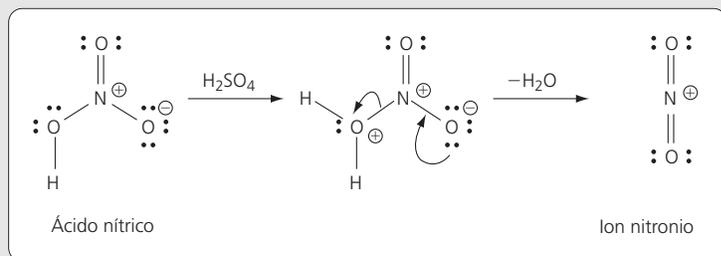


Figura 5.31
Formación del ion nitronio.

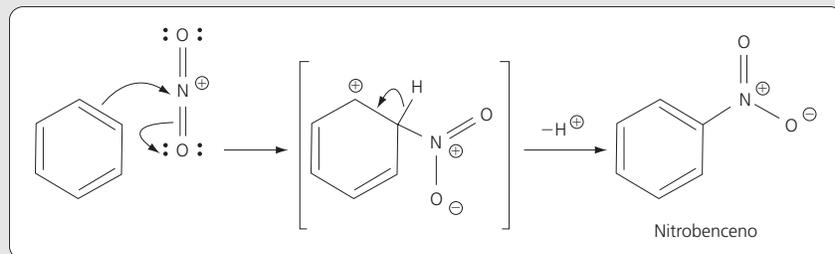


Figura 5.32
Formación del nitrobenzono a partir de benceno más el ion nitronio.

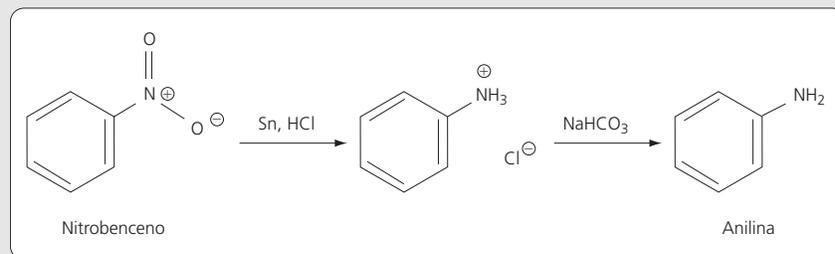
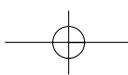
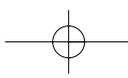


Figura 5.33
Del grupo nitro al grupo amino de la anilina, en dos etapas.

**PROBLEMAS Y ACTIVIDADES***Cantidad de sustancia y mol*

1. El récord de una cifra financiera es 496 585 346 000 000 000 000, que es el número de marcos que circularon en Alemania en el período conocido como “la gran inflación de 1923”. Compara esta cifra con un mol de marcos. ¿Crees que alguien podría ser “molonario”?
2. Supón que toda la población actual del planeta (estímala en seis mil millones de personas) decide contar el número de moléculas que hay en 10 g de H_2O . Supón que cada persona puede contar 33 moléculas en un segundo. ¿Cuánto tiempo le llevará a todos los habitantes contar las moléculas que hay en esos 10 g de H_2O ?
3. Imagina tres montones con el mismo número de monedas. Un montón tiene exclusivamente monedas de \$10, otro de \$5 y el último de \$1. Los pesos de estos montones son, respectivamente, 84, 112 y 42 g. ¿Cuáles son las monedas más pesadas? ¿Cuáles las más ligeras? ¿Se podrían responder las preguntas anteriores si *no hubiera* el mismo número de monedas en los tres montones? ¿Cuáles son los pesos relativos de las monedas? (Toma como referencia a la moneda más ligera).
4. Se determinó la altura de la pila de monedas de \$5 del problema anterior como 6 cm y el espesor de cada moneda *aproximadamente* igual a 2.4 mm. ¿Cuál es el peso de cada moneda? ¿Cuántas monedas hay en cada montón?
5. Si colocarás un mol de átomos de hidrógeno “en fila india” (el radio de uno de estos átomos es $r_{\text{H}} = 0.53 \times 10^{-10}$ m), ¿qué distancia alcanzarían? Compárala con la distancia de la Tierra al Sol, que es de 149 gigámetros.
6. Considera que los átomos de Ag se acomodan en los vértices de cubos minúsculos en contacto íntimo entre sí. La densidad de la Ag es 10.6 g/cm³. Calcula el diámetro aproximado de un átomo de plata.
7. Si todos los átomos de plata de un cubo del problema anterior se acomodaran en línea recta ¿qué distancia cubrirían?
8. La masa molar del cobre es de 63.546 g/mol. ¿Cuál es la masa de un átomo de cobre?
9. Calcula la masa de la duodécima parte de un átomo de carbono-12. Demuestra que es 1.66×10^{-22} g y verifica que se trata precisamente de la inversa del número de Avogadro. ¿Por qué?
10. Calcula la masa (en gramos) que hay en
 - a) 5.02 moles de oro
 - b) 0.050 moles de uranio
 - c) 14.5 moles de neón
 - d) 3.50×10^{-3} moles de polonio
11. Calcula la cantidad de sustancia presente en cada una de las siguientes masas:
 - a) 12.0 g de Na
 - b) 0.030 g de platino
 - c) 0.875 g As
 - d) 0.986 g xenón
12. ¿Cuántos átomos hay en 1 g de cobre?
13. ¿En qué muestra hay más átomos de plata? La masa molar de la plata es de 107.9 g/mol.
 - a) 6.7 g de plata
 - b) 0.16 moles de plata
 - c) 6.53×10^{22} átomos de plata
14. Una moneda de 12 g contiene 10 g de Ag y 2 g de Cu. Los pesos atómicos son respectivamente 107.9 y 63.5. ¿Cuántos átomos de Ag y de Cu hay en la moneda?
15. ¿Cuál es la masa de un pedazo de aluminio que tiene tantos átomos como los que existen en 2 g de O_2 ? Los datos de las masas molares son 27 g/mol, para el Al, y 32 g/mol para el oxígeno molecular.
16. ¿Puede ser de polonio un átomo cuya masa es de 3.47×10^{-24} g?



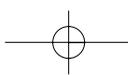
17. A partir del dato del peso atómico del níquel, que es 58.69, calcula el dato faltante en la siguiente tabla.

Isótopos estables	Abundancia relativa	Peso atómico relativo
^{58}Ni	68.274%	57.9353
^{60}Ni	26.095%	_____
^{61}Ni	1.134%	60.9310
^{62}Ni	3.593%	61.9283
^{64}Ni	0.904%	63.9280

Resulta curioso que el peso atómico del níquel sea cercano a 59, pero que el ^{59}Ni no sea un isótopo estable.

18. En cada uno de los siguientes pares, qué sustancia contiene el mayor número de átomos:
- 1 mol de Cl o 1 mol de Cl_2
 - 1 molécula de O_2 o 1 mol de O_2
 - 1 átomo de flúor o 1 molécula de flúor
 - 6.02×10^{23} átomos de Na o 1 mol de Na
 - 53.4 g de Fe o 53.4 g de Cu
 - 1 g de átomos de flúor o 1 g de moléculas de F_2
19. ¿Qué muestra tiene la mayor masa?
- 1 mol de Fe o 1 mol de Magnesio
 - 6.02×10^{22} átomos de Fe o 1 mol de Na
 - 12 g de magnesio o 1 mol de magnesio
 - 1 molécula de I_2 o 1 mol de I_2
 - 1 molécula de O_2 o 1 átomo de O
20. Calcula las masas molares de las fórmulas moleculares de los siguientes compuestos:
- amoniaco, NH_3
 - benceno, C_6H_6
 - metano, CH_4
 - glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
21. Una botella de limpiador “con amoniaco” contiene 1.6 g NH_3 . Calcula cuántas moléculas de amoniaco existen en la botella.
22. Entre los hidrocarburos, el metano, CH_4 , parece ser más benévolo para el ambiente que el gas licuado de petróleo (propano y butano) o la gasolina (octanos, entre otros). Si la masa de metano en el tanque de un automóvil es de 15 kg, calcula la cantidad de sustancia presente.
23. Di en qué muestra hay más átomos:
- 8 g de CO
 - 10 g de N_2
24. Escoge el inciso en el que exista la mayor cantidad de sustancia, entendiendo por “entidad elemental” los átomos de cualquier elemento:
- 1.5 mol de N_2O_3
 - 4 mol de NO
 - 3.5 mol de NO_2
 - 1 mol de N_2O_5
25. El elemento más abundante en el mar (sin contar H y O) es el cloro. Existen 19 g de este elemento en cada litro de agua de mar. Si el volumen de los océanos es 1.4×10^{21} litros,
- Calcula la masa de cloro en el mar
 - Indica a cuántos moles de átomos corresponde
26. Considera la siguiente información

Elemento	Peso atómico g/mol
A	12.01
B	35.5



192 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

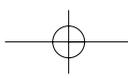
Los elementos A y B se combinan para formar una sustancia X. Si 4 moles de átomos de B se combinan con 1 mol de átomos de A para formar 1 mol de moléculas de X, ¿cuál es el peso en gramos de una molécula de X?

Problemas especiales sobre cantidad de sustancia y mol

- 27.** Nos da pereza contar de uno en uno, pero ¿qué otra cosa podemos hacer para saber cuántos granos de arroz hay en una jarra llena de ellos, si tenemos una balanza de precisión? A partir del resultado obtenido, ¿qué sería necesario pesar para estimar cuántas jarras de semillas de sandía tendrían el mismo número que el de granos de arroz de la primera jarra?
- 28.** Definitivamente, el número 6.02×10^{23} es un poco extraño para haberse escogido como una unidad de medida del número de entidades elementales en un mol, la unidad de la cantidad de sustancia.
- a)** Explica, con tus palabras, porqué crees que, en lugar del mol, no se eligió una unidad decimal más sencilla, como podría ser el tetrillón = 1×10^{24} .
- b)** ¿Cuál sería la masa tetrillonar del hidrógeno atómico?
- 29.** Escribe un sencillo programa en BASIC para contar números progresivamente
- ```
10 I=1
20 I=I+1
30 PRINT I
40 GOTO 20
50 END
```
- Toma un cronómetro y échalo a andar cuando inicie la ejecución del programa. Deténlo cuando te canses, tomando nota del número al que llegó. ¿Cuántos años tardaría la computadora en llegar a contar un mol?
- 30.** Razona con profundidad para contestar la siguiente pregunta no trivial: de la manera como ha sido definido ¿el número de Avogadro es un entero? O sea, ¿qué nos garantiza que, agregando de uno a uno átomos de  $^{12}\text{C}$  sobre una balanza llegue un momento en que al colocar el último se alcancen CON TODA PRECISIÓN 12 gramos? ¿Por qué no pensar que antes de agregar ese último átomo estemos por debajo de 12 g y, al hacerlo, rebasemos los 12 g?
- 31.** Haz un ensayo sobre los aspectos históricos de los conceptos de cantidad de sustancia y su unidad, el mol, después de leer los artículos de Córdova, Gorin, Guggenheim, Hawthorne Jr. y Lee citados en la bibliografía.
- 32.** Discute con tus compañeros y tu profesor los artículos de Canagaratna y Ochiai citados en la bibliografía, respecto al uso de razones unitarias para la resolución de problemas.
- 33.** Lee uno de los siguientes artículos de la bibliografía sobre el concepto de mol y coméntalo con tus compañeros: Arce de Sanabia, Dominic, McCullough, Merlo, Toloudis y Wakeley.

### Reacción química

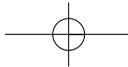
- 34.** ¿Son completos los siguientes enunciados? ¿Son redundantes?
- a)** En un cambio químico no se crea ni destruye la materia.
- b)** Nada se crea ni se destruye.
- c)** En un cambio químico, según podemos estudiarlo, no se crea ni se destruye materia.
- d)** La materia ni se crea ni se destruye.
- 35.** Balancea las siguientes reacciones por tanteos e indica a qué tipo de reacción pertenecen
- $\text{Fe(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \Rightarrow \text{FeO(s)}$
  - $\text{S}_8\text{(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \Rightarrow \text{SO}_2\text{(g)}$
  - $\text{Zn(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(ac)} \Rightarrow \text{Zn}_2\text{SO}_4\text{(ac)} + \text{H}_2\text{(g)}$
  - $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \Rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$
  - $\text{N}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \Rightarrow \text{NO(g)}$
  - $\text{Sb(s)} + \text{I}_2\text{(g)} \Rightarrow \text{SbI}_3\text{(s)}$
  - $\text{C}_3\text{H}_8\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \Rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$
  - $\text{Fe(s)} + \text{CuSO}_4\text{(ac)} \Rightarrow \text{FeSO}_4\text{(ac)} + \text{Cu(s)}$
  - $\text{Mg(s)} + \text{CrCl}_3\text{(ac)} \Rightarrow \text{MgCl}_2\text{(ac)} + \text{Cr(s)}$
  - $\text{KNO}_3\text{(s)} \Rightarrow \text{KNO}_2\text{(s)} + \text{O}_2\text{(g)}$
  - $\text{KBr(ac)} + \text{AgNO}_3\text{(ac)} \Rightarrow \text{AgBr(s)} + \text{KNO}_3\text{(ac)}$
  - $\text{CuCl}_2\text{(l)} \Rightarrow \text{Cu(s)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$
  - $\text{NaCl(s)} \Rightarrow \text{Na(l)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$



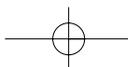
14.  $\text{CuCl}_2(\text{s}) \Rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cl}^{-}(\text{ac})$   
 15.  $\text{Cu}(\text{s}) + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) \Rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)(\text{ac}) + \text{Pb}(\text{s})$   
 16.  $\text{Cl}_2(\text{ac}) + \text{NaBr}(\text{ac}) \Rightarrow \text{Br}_2(\text{ac}) + \text{NaCl}(\text{ac})$   
 17.  $\text{Cu}(\text{s}) + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) \Rightarrow \text{Mg}(\text{s}) + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{ac})$
36. En un período de una semana observa 10 reacciones químicas diferentes que se lleven a cabo a tu alrededor, anota cómo te diste cuenta de que en realidad ocurrían dichas reacciones.
37. Traduce las siguientes frases a ecuaciones químicas balanceadas
- Cuatro moles de amoníaco gaseoso y siete moles de oxígeno molecular se unen para formar seis moles de agua líquida y cuatro moles de óxido de nitrógeno (IV).
  - Un mol de sulfuro de hierro (II) sólido reacciona con dos moles de ácido clorhídrico acuoso para formar un mol de cloruro de hierro (II) acuoso y un mol de ácido sulfhídrico, que se desprende como gas.
  - Dos moles de metanol líquido reaccionan con tres moles de oxígeno gas para formar dos moles de dióxido de carbono y cuatro moles de agua.
38. Describe las siguientes ecuaciones en palabras
- $\text{Cu}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \Rightarrow \text{CuCl}_2(\text{s})$
  - $\text{KBr}(\text{ac}) + \text{AgNO}_3(\text{ac}) \Rightarrow \text{KNO}_3(\text{ac}) + \text{AgBr}(\text{s})$
  - $\text{Zn}(\text{s}) + \text{CuBr}_2(\text{ac}) \Rightarrow \text{ZnBr}_2(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s})$
39. Asigna números de oxidación a cada elemento en los siguientes compuestos:
- $\text{Na}_2\text{CO}_3$
  - $\text{PCl}_5$
  - $\text{POCl}_3$
  - $(\text{NH}_4)\text{NO}_3$
40. Balancea las siguientes ecuaciones redox por el método del ion electrón:
- $\text{Fe}^{3+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \Rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cr}^{3+}$  (en medio ácido)
  - $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \Rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$  (en disolución ácida)
  - $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 \Rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + \text{I}^{-}$  (en disolución ácida)
  - $\text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 \Rightarrow \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (en disolución básica)
  - $\text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{SnO}_2^{2-} \Rightarrow \text{SnO}_3^{2-} + \text{Bi}$  (en disolución básica)
  - $\text{Br}_2 \Rightarrow \text{BrO}_3^{-} + \text{Br}^{-}$
41. Utilizando las conclusiones que obtuviste en el DESCÚBRELO TÚ de la pág. 173, sobre reglas empíricas de solubilidad, di qué catión pudo haber sido el contraion de TODAS las disoluciones de los aniones probados ( $\text{Cl}^{-}$ ,  $\text{NO}_3^{-}$ ,  $\text{S}_2^{-}$ ,  $\text{OH}^{-}$ ,  $\text{I}^{-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ )
42. De manera análoga, di cuál podría ser el anión que actuó como contraion en TODAS las disoluciones de los cationes probados ( $\text{Na}^{+}$ ,  $\text{K}^{+}$ ,  $\text{NH}_4^{+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^{+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ).
43. A partir del comportamiento que descubriste para algunos aniones en cuanto a la solubilidad de sus sales, ¿qué esperarías de los bromuros?
44. Completa cada una de las siguientes reacciones para que describan una neutralización:
- $\text{HNO}_3 + \Rightarrow$
  - $\text{KOH} + \Rightarrow$
  - $\text{NH}_3 + \Rightarrow$
  - $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \Rightarrow$
  - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \Rightarrow$

## BIBLIOGRAFÍA

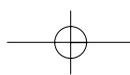
- Arce de Sanabia, J., Relative Atomic Mass and the Mole: A Concrete Analogy to Help Students Understand These Abstract Concepts, *J. Chem. Educ.* 70(3), 233-4, 1993.
- Canagaratna, S.G., Is Dimensional Analysis the Best We Have to Offer, *J. Chem. Educ.* 70(1), 40-3, 1993.
- Córdova, J.L.,  $N_0 = 6.023 \times 10^{23}$  partículas/mol. I. Antecedentes, *Revista ContactoS* 1(3), 47-53, 1984. II. Cálculos recientes, *Idem* 1(4), 61-68, 1984.
- Cruz, D., Chamizo, J.A. y Garritz, A., *Estructura atómica. Un enfoque químico*, Pearson Educación, México, 2002. Capítulo 1.
- Dominic, S., What is a Mole for?, *J. Chem. Educ.* 73(4), 309, 1996.

**194** PRIMERA PARTE      Manifestaciones de la materia

- Furió, C., Azcona, R., Guisasola, G. y Mujika, E. "Concepciones de los estudiantes sobre una magnitud 'olvidada' en la enseñanza de la química: la cantidad de sustancia", *Enseñanza de las ciencias* **11**(2), 107-114, 1993.
- Furió, C., Azcona, R. y Guisasola, J., Dificultades conceptuales y epistemológicas del profesorado en la enseñanza de los conceptos de *cantidad de sustancia* y de *mol*, *Enseñanza de las Ciencias* **17**(3), 359-376, 1999.
- Furió, C. Azcona, R. y Guisasola, J., Revisión de investigaciones sobre la enseñanza-aprendizaje de los conceptos *cantidad de sustancias* y *mol*, *Enseñanza de las ciencias* **20**(2), 229-242, 2002.
- Garritz, A. y Chamizo, J.A., *Tú y la química*, Pearson Educación, México, 2001. Secciones 2.1 y 4.2.
- Gorin, G., *J. Chem. Educ.* **59**, 852, 1984; **61**, 1045, 1984; **64**, 192, 1987; **71**, 114-6, 1994.
- Greenwood, N. N. and Earnshaw, A. *Chemistry of the Elements*, Pergamon Press, Oxford, 1984. Capítulo 1.
- Grupo Ákali: García Martín, J.P., Pizarro Galán, A.M., Perera Cendal, F., Martín Díaz, M.J. y Bacas Leal, P., "Ideas de los alumnos acerca del mol. Estudio curricular". *Enseñanza de las ciencias* **8**(2), 111-119, 1990.
- Guggenheim, E.A., The Mole and Related Quantities, *J. Chem. Educ.* **38**(2), 86-7, 1961.
- Hawthorne Jr., R.M., The Mole and Avogadro's Number, *J. Chem. Educ.* **50**(4), 282-84, 1970.
- IUPAC. "Abbreviated List of Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry" en la siguiente dirección electrónica: <http://www.iupac.org/reports/1993/homann/base1.html>. 2001
- Kaplan, I., *Nuclear Physics*, Addison-Wesley, Reading, 1963.
- Kolb, D., "The Mole". *J. Chem. Educ.* **55**(11), 728-732, 1978.
- Kotz, J.C. y Purcell, K.F., *Chemistry and Chemical Reactivity*, Saunders, Philadelphia, 1987. Parte cuarta: "The control of chemical reactions".
- Krieger, C.R., "Stoichiometry: A Cognitive Approach to Teaching Stoichiometry". *J. Chem. Educ.* **74**(3), 306-309, 1997.
- Krishnan, S. R. y Howe, A. C., The Mole Concept. Developing an Instrument to Assess Conceptual Understanding, *J. Chem. Educ.* **71**(8), 653-5, 1994.
- Lee, S., A Redefinition of "Mole", *J. Chem. Educ.* **38**(11), 549-51, 1961.
- McCullough, T., "Avogadro's Number, Moles and Molecules". *J. Chem. Educ.* **67**(9), 783, 1990.
- McGlashan, M.L., *Physicochemical Quantities and Units*, Londres: The Royal Institute of Chemistry, 1971.
- Merlo, C. y Turner, K.E., "A mole of M&M's". *J. Chem. Educ.* **70**(6), 453, 1993.
- Mills, I.M., "The choice of Names and Symbols for Quantities in Chemistry". *J. Chem. Educ.* **66**(11), 887-889, 1989.
- Nelson, P.G., "The elusive mole". *Education in Chemistry* **28**(4), 103-104, 1991.
- Novick, S. y Menis, J., "A Study of Students' Perceptions of the Mole Concept". *J. Chem. Educ.* **53**(11), 720-722, 1976.
- Ochiai, E.I., Ideas of Equality and Ratio. Mathematical Basis for Chemistry and the Fallacy of Unitary Conversion, *J. Chem. Educ.* **70**(1), 44-6, 1993.
- Ostwald, W. *Grundlinien der Anorganischen Chemie*. Leipzig: W. Engelmann, 1900.
- Paolini, M., Cercignani, G. y Bauer, C., "Correctly Expressing Atomic Weights". *J. Chem. Educ.* **77**(11), 1438-1439, 2000.
- Perrin, M.J., "Brownian movement and molecular reality". Traducido de F. Sody, *Annales de Chimie et de Physique* 8<sup>me</sup> series, septembar 1909, en *Classical Scientific Papers. Chemistry*, D.M. Knight, compilador. Amsterdam: Elsevier, 1968.
- Richardson, D.E., "Comments Invited on Changes in Definition of 'Atomic Weight'". *J. Chem. Educ.* **69**(9), 736, 1992.
- Rocha-Filho, R.C., "A Proposition about the Quantity of Which Mole is the SI Unit". *J. Chem. Educ.* **67**(2), 139-140, 1990.
- Schmidt, H.J., "Secondary school students' strategies in stoichiometry". *International J. Science Education* **12**(4), 457-471, 1990.
- Schmidt, H.J., "Stoichiometric problem solving in high school chemistry". *International J. Science Education* **16**(2), 191-200, 1994.
- Staver, J.R. y Lumpe, A.T., "A Content Analysis of the Mole Concept in Chemistry Textbooks". *Journal of Research in Science Teaching* **30**(4), 321-337, 1993.



- Stromdahl, H., Tullberg, A. y Lybeck, L., "The qualitatively different conception of 1 mol". *International Journal of Science Education* **16**(1), 17-26, 1994.
- Thomas Myers, R., "Moles, Pennies and Nickels". *J. Chem. Educ.* **66**(3), 249, 1989.
- Toloudis, M., The Size of a Mole, *J. Chem. Educ.* **73**(4), 348, 1996.
- Tullberg, A., Stromdahl, H. y Lybeck, L. "'Students' conception of 1 mol and educators conception of how to teach 'the mole'". *International Journal of Science Education* **16**(2), 145-156, 1994.
- Wakeley, D.M. y Grys H. de, "Developing an Intuitive Approach to Moles". *J. Chem. Educ.* **77**(8), 1007-1009, 2000.


**196 PRIMERA PARTE**      Manifestaciones de la materia

**ÍNDICE DE MATERIAS  
DEL CAPÍTULO 5**

- 
- A
- ácido, 178
- Ácido
- de Brønsted, 179
- Anfótero, 179
- Avogadro
- Número de, 153
- Base, 178
- de Brønsted, 179
- Brønsted
- Johannes, 179
- cantidad de sustancia, 152
- unidad de, 152
- Cantidad de sustancia, 152
- Cantidad química, 152
- catalizador, 185
- Ecuaciones químicas
- balanceo de, 174
- Emetina, 183
- entidad elemental, 149
- Espectrómetro de masas, 158
- Éster
- producción de un, 186
- Factores
- unitarios, 157
- Isótopo, 162
- Lavoisier
- Antoine Laurent, 169
- Ley de conservación de la materia,
- 169
- Masa molar, 160
- de un compuesto, 165
- Método del ion-electrón
- Balanceo por, 173
- Mol, 155
- ¿cómo se mide?, 153
- definición, 153
- Morfina, 187
- Nitración del benceno, 189
- Número de Avogadro, 153
- determinación, 154, 167
- Número de oxidación, 182
- Oxidación, 182
- Paracetamol
- síntesis de, 188
- Peso atómico, 160
- Problemas de proporcionalidad directa
- Estrategia de solución, 157
- Quinina, 187
- Razones
- básicas, 156
- de composición en peso, 154
- unitarias, 156
- Reacción química
- definición, 169
- Reacciones ácido-base, 178
- Reacciones de adición, 185
- Reacciones de combustión, 177
- Reacciones de condensación, 186
- Reacciones de descomposición, 175
- Reacciones de desplazamiento simple,
- 176
- Reacciones de doble desplazamiento,
- 176
- Reacciones de eliminación, 185
- Reacciones de isomerización, 186
- Reacciones de óxido-reducción, 181
- Reacciones de síntesis, 175
- Reacciones de sustitución, 186
- Reacciones de transposición, 186
- Reacciones químicas, 169
- Reducción, 181
- de nitro a amina, 189

